

Aus dem Physiologisch-Chemischen Institut der
Johannes - Gutenberg - Universität Mainz

**ALLGEMEINE UND ANORGANISCHE CHEMIE
ALS GRUNDLAGE ZUM VERSTÄNDNIS DER
PHYSIOLOGISCHEN CHEMIE**

- Eine didaktische Arbeit -

INAUGURALDISSERTATION
zur Erlangung der Doktorwürde der Medizin
der Johannes-Gutenberg-Universität Mainz

den Medizinischen Fachbereichen
vorgelegt von

Bernd Werner Wilhelm
aus Haag

Mainz 1975



Digitized by the Internet Archive
in 2026

Aus dem Physiologisch-Chemischen Institut der
Johannes - Gutenberg - Universität Mainz

ALLGEMEINE UND ANORGANISCHE CHEMIE
ALS GRUNDLAGE ZUM VERSTÄNDNIS DER
PHYSIOLOGISCHEN CHEMIE

-Eine didaktische Arbeit-

Inauguraldissertation

zur Erlangung der Doktorwürde der Medizin
der Johannes-Gutenberg-Universität Mainz



den Medizinischen Fachbereichen

vorgelegt von

Bernd Werner Wilhelm

aus Haag

Mainz 1975



Fachbereichsdekan :	Prof. Dr.Dr. J.Grote
Referent :	Prof. Dr. R.K.Zahn
Korreferent :	Prof. Dr.Dr. B.Schmidt

Inhaltsverzeichnis

Inhaltsverzeichnis	I
Einführung	III
1. Aufbau von Verbindungen aus Atomen	1
1. Atombindung	2
2. Ionenbindung	5
3. Metallische Bindung	8
Fragensammlung zu Kapitel 1	9
2. Verbindungen aus Molekülen	11
1. Komplexe	11
2. Wasserstoffbrückenbindung	16
3. Van der Waal'sche Kräfte	17
Fragensammlung zu Kapitel 2	18
3. Reaktionen der Stoffe miteinander	20
1. Ion-Ion-Reaktion	21
2. Dissoziation, elektrolytisch	22
3. Dissoziation, thermisch u. photolytisch	27
4. Substitutionsreaktion	28
5. Additionsreaktion	29
6. Eliminierungsreaktion	30
7. Umlagerungsreaktion	31
8. Redox-Reaktionen	32
9. Polymerisationsreaktion	34
10. Polykondensationsreaktion	35
Fragensammlung zu Kapitel 3	36
4. Chemisches Gleichgewicht	38
1. Homogenes System	38
2. Heterogenes System	45
3. Energieverhältnisse bei chem. Reaktionen	51
Fragensammlung zu Kapitel 4	53

5. Anorganische Chemie der wichtigsten im menschlichen Körper vorkommenden Elemente	57
1. Sauerstoff	58
2. Wasserstoff	59
3. Stickstoff	60
4. Phosphor	61
5. Calcium	62
6. Schwefel	63
7. Chlor	64
8. Natrium	65
9. Kalium	66
10. Magnesium	67
11. Eisen	68
12. Kupfer	69
13. Spurenelemente	70
Fragensammlung zu Kapitel 5	71
6. Radiochemie	73
1. Herstellung von Radioisotopen	73
2. Messung radioaktiver Strahlung	74
3. Eigenschaften radioaktiver Isotope	75
4. Anwendung von Isotopen in der Medizin	76
Literaturverzeichnis	IV
Zeichnungen	V
Lebenslauf	VI

E i n f ü h r u n g

Dieses Manuskript soll dem Studenten, der eben seine Kenntnisse der allgemeinen und anorganischen Chemie beherrschen gelernt hat, einen kurzen Abriß dieser Kapitel geben - im Hinblick auf das Studium der physiologischen Chemie. Es umfaßt in etwa den Stoff, der früher im Vorphysikum geprüft wurde. Dabei wurden besonders die Verknüpfungen zur Biochemie erwähnt.

Der Stoff ist so gegliedert, daß er einmal als Vorlage für einen audiovisuellen Unterricht dienen kann, zum anderen aber auch als Kurzlehrbuch. Allerdings ist es bei der starken Straffung des Themas unbedingt nötig, daß der Student sich schon vorher intensiv damit beschäftigt hat.

Zur Selbstkontrolle über den Lernfortschritt sind den einzelnen Themenkreisen Fragensammlungen zugeordnet.

ALLGEMEINE UND ANORGANISCHE CHEMIE
ALS GRUNDLAGE ZUM VERSTÄNDNIS DER
PHYSIOLOGISCHEN CHEMIE

- eine didaktische Arbeit -

AUFBAU VON VERBINDUNGEN AUS ATOMEN

1. ATOMBINDUNG

2. IONENBINDUNG

3. METALLISCHE BINDUNG

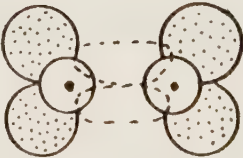
1. Aufbau von Verbindungen aus Atomen

Die in der Natur vorkommenden Verbindungen sind aus Atomen aufgebaut. Die Bindungen zwischen den Atomen sind:

1. Atombindung
2. Ionenbindung
3. Metallische Bindung

Bei allen drei Formen wird eine Edelgaskonfiguration angestrebt.

BILDUNG VON ATOMBINDUNGEN

BINDUNG	MODELL	FORMEL	NAME
EINFACH - BINDUNG		$\text{H}-\text{H}$	WASSER - STOFF - MOLEKÜL
DOPPEL - BINDUNG		$\text{C}=\text{C}$	C - C - DOPPEL - BINDUNG
DREIFACH - BINDUNG		$\text{N}\equiv\text{N}$	STICK - STOFF - MOLEKÜL

1.1. Atombindungen

1.1.1. Bildung von Atombindungen

Das Prinzip der chemischen Bindung beruht in der Regel darauf, daß die einzelnen Partner in ihrer äußeren Elektronenhülle die jeweilige Edelgaskonfiguration anstreben.

Bei der Atombindung erreichen die Partner ihre Edelgaskonfiguration dadurch, daß sie die Elektronen der äußeren Schale gemeinsam benutzen, sich ihre Orbitale also überlappen.

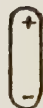
Je nachdem wieviel Elektronen sich überlappen, spricht man von Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung.

Die Doppelbindungen entstehen durch Überlappung von je zwei einfach besetzten Wolken zweier Atome, Dreifachbindungen durch Überlappung von je drei einfach besetzten Wolken.

In der Formelsprache werden diese Bindungen durch einen, zwei oder drei parallele Striche angegeben.

POLARISIerte ATOMBINDUNGEN

DER DIPOL WASSERMOLEKÜL



Kalottenmodell

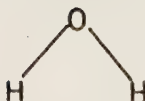
Ladungsverteilung

VALENZWINKEL



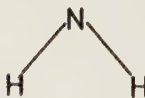
120°

SO2



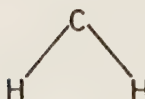
105°

H2O



109°

NH3



109°

CH4

ELEKTRONEGATIVITÄT

H		C		N		
P	J	S	Br	Cl	O	
2,1	2,4	2,5	2,8	3,0	3,5	4

1.1.2. Polarisierte Atombindung

Neben den ungeladenen Atombindungen gibt es eine Sonderform : die Dipole . Als Paradebeispiel diene hierfür das Wassermolekül:

Im Wassermolekül zieht die höhere Ladung des Sauerstoffkerns die gemeinsamen Elektronen zu sich heran und stößt gleichzeitig die Protonen von sich weg. Daraus ergibt sich eine assymmetrische Ladungsverteilung, d.h. das Molekül hat einen "positiven und negativen Pol".

Den Winkel - hier zwischen Wasserstoff-Sauerstoff-Wasserstoff - bezeichnet man als Valenzwinkel. Er hat für jeden Dipol einen charakteristischen Wert.

Einige Beispiele:

SO ₂	120°
H ₂ O	105°
NH ₃	109°

Um die Polarität einer Bindung charakterisieren zu können, hat man für die Fähigkeit der Atome, Elektronen anzuziehen, den Begriff der Elektronegativität geprägt. Sie ist umso größer, je kleiner der Atomrumpf und je höher seine Rumpfladung ist.

Pauling setzte für das elektronegativste Element Fluor willkürlich die Zahl 4 fest und kam zu der Reihenfolge:

H		C		N		
P	J	S	Br	Cl	O	F
2,1	2,4	2,5	2,8	3,0	3,5	4,0

BINDUNGSENERGIE

Die Bindungsenergie ist abhängig von:

- der Anzahl der gemeinsamen Elektronenpaare
- der Länge der Bindung
(Kompaktivität)
- Polarität

1.1.3. Bindungsenergie

Welche Atome neigen zur Atombindung ?

Es sind besonders die Atome in der Mitte des Periodischen Systems, da sie zum Erreichen des Edelgaszustandes sehr viele Elektronen aufnehmen müßten. Zum Erreichen einer Atombindung braucht man verhältnismäßig wenig Energie.

Der Zustand der Bindung ist energetisch begünstigt, d.h. man muß Energie aufwenden, um die Bindung zu zerstören.

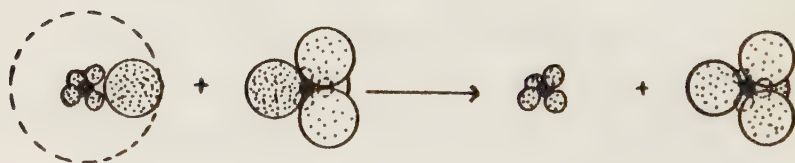
Die Größe der Bindungsenergie hängt hauptsächlich von drei Faktoren ab :

- Anzahl der gemeinsamen Elektronenpaare
- Länge der Bindung (Kompaktivität)
- Polarität.

Durch diese Abhängigkeiten ist auch begründet, daß Doppel- und Dreifachbindungen leichter spaltbar sind als Einfachbindungen.

BILDUNG VON JONENBINDUNGEN

BEISPIEL :



1.2. Ionenbindungen

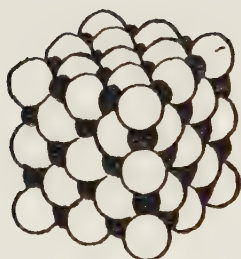
1.2.1. Bildung von Ionenbindungen

Kennzeichnend für die Ionenbindungen ist der Austausch von Elektronen, d.h. die Ionisierung der beiden Reaktionspartner.

Bei einer Ionenbindung reagieren meist ein Nichtmetall und ein Metall miteinander. Durch die Elektronenverschiebung verändert sich das äußere Orbital eines Elementes, es wird somit negativ oder positiv geladen. Die so entstandenen Ionen weisen teilweise andere Eigenschaften auf als das dazugehörige Atom.

Dabei ist es immer so, daß das beteiligte Metall zu einem positiven, das beteiligte Nichtmetall zu einem negativen Ion wird.

JONENGITTER



1.2.2. Ionengitter

Da Ionen anders geladene Ionen anziehen, bleiben sie nicht als Moleküle erhalten, sondern es kommt zur Ausbildung eines Ionengitters, d.h. eines Kristallgitters mit Ionen als Gitterbausteinen.

Insgesamt gesehen ist das Gitter neutral, da sich die Ladungen der einzelnen Ionen gegenseitig aufheben.

ENERGETISCHE BETRACHTUNG

METALL
(Metallgitter)

NICHTMETALL
(Moleküle)

Sublimations-
energie

Bindungs-
energie

METALLATOME
(Gas)

NICHTMETALL-
ATOME (Gas)

Ionisierungs-
energie

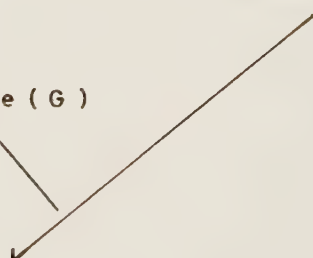
Ionisierungs-
energie

METALLIONEN
(Gas)

NICHTMETALL-
JONEN (Gas)

Gitterenergie (G)

JONENGITTER
(fest)



1.2.3. Energetische Betrachtungen

Bevor ein Metall und ein Nichtmetall miteinander reagieren können, müssen erst eine Reihe von Snaltungsprozessen ablaufen, die das Schema verdeutlichen soll.

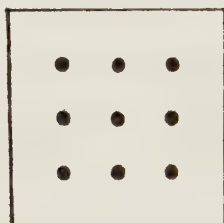
Aus dem festen Molekülverband wird mit Hilfe der zugeführten Energiemenge eine Anhäufung von Atomen gebildet, die - wiederum unter Aufwendung von Energie - zu Ionen umgewandelt werden.

Bei der Zusammenlagerung zum Gitter wird ein beträchtlicher Energiebetrag frei - die Gitterenergie. Sie entspricht der zur Trennung der Ionen im Gitter gegen ihre elektrische Anziehung aufzuwendenen Arbeit.

Diese Gitterenergie ist die Ursache des exothermen Verlaufs vieler Metall - Nichtmetall - Reaktionen. Sie wird bei diesem Reaktionstypus in Form von Wärme frei.

METALLISCHE BINDUNGEN

1. Schema des Metallgitters



2. Abhängigkeit von Schmelzpunkt und Härtegrad zu Bindungselektronen und Atomradius

METALL	BINDUNGS- ELEKTR.	SCHMELZ- PUNKT(°C)	RADIUS (Å)	HÄRTE (Brinell)
K	1	63,5	2,31	0,04
Ca	2	850,0	1,97	13,0
Sc	3	1400,0	1,60	
Ti	4	1727,0	1,71	160
V	5	1720,0	1,36	260
Cr	6	1920,0	1,28	70
Fe	6	1528,0	1,27	45

1.3. Metallische Bindungen

Die typischen Metalle haben Atome mit wenig Außenelektronen und geringer Rumpfladung - können also untereinander keine stabilen Moleküle bilden.

Ihre metallischen Eigenschaften lassen sich aber verstehen, wenn man ein Modell annimmt, bei dem die Außenelektronen der im Metallgitter vorhandenen Atome locker gebunden sind - und nicht zwischen den einzelnen Atomrümpfen gerichtet sind.

Die typischen metallischen Eigenschaften sind:

- elektrische Leitfähigkeit
- Farbe
- Härte

Auf dem Dia sehen Sie ein Schema, das den Zusammenhang zwischen Bindungselektronen und Atomradien zu Schmelzpunkt und Härtegraden zeigt.

Kennzeichnend dabei ist die Zunahme von Bindungselektronen und dazu parallel die Zunahme der Schmelzpunkte.

Richtige Antworten

1 b

2 d

3 d

4 c

5 e

6 c

Fragensammlung zu Kapitel 1:
Aufbau von Verbindungen aus Atomen

- 1) Bei der Atombindung erreichen die Partner die Edelgaskonfiguration dadurch, daß
 - a) die Elektronen der Partner gegenseitig ausgetauscht werden
 - b) sie die Elektronen der äußeren Schale gemeinsam benutzen
 - c) sie die Elektronen aller Schalen gemeinsam benutzen
 - d) sie Mehrfachbindungen ausbilden müssen
 - e) die Außenelektronen locker an die Atome gebunden sind
- 2) In welcher Zeile sind nur Dipolmoleküle aufgeführt ?
 - a) H_2O , SO_2 , H_2SO_4
 - b) H_2O , HCl
 - c) SO_2 , NH_3 , HCl
 - d) H_2O , SO_2 , NH_3
 - e) H_2O , SO_2 , H_2CO_3 , H_3PO_4
- 3) Die Elektronegativität der Atome wird kleiner, wenn der Atomrumpf kleiner und die Rumpfladung höher wird.
 - a) beide Aussagen und Verknüpfung richtig
 - b) beide Aussagen richtig, Verknüpfung falsch
 - c) erste Aussage richtig
 - d) zweite Aussage richtig
 - e) beide Aussagen und Verknüpfung falsch
- 4) Die Bindungsenergie einer Atombindung ist u.a. abhängig von
 - a) der Größe des Moleküls
 - b) der absoluten Anzahl der Elektronen
 - c) der Anzahl der gemeinsamen Elektronenpaare
 - d) der Dichte des Moleküls
 - e) dem Durchmesser des Moleküls

- 5) Kennzeichnend an der Ionenbindung ist für die Partner:
- a) die Ausbildung von Mehrfachbindungen
 - b) die lockere Bindung von Außenelektronen an die Atome
 - c) das gemeinsame Benutzen der Elektronen aller Schalen
 - d) das gemeinsame Benutzen der Elektronen der äußeren Schale
 - e) der Austausch von Elektronen
- 6) Welche Energieformen müssen umgesetzt werden, um Metall und Nichtmetall zu einem Ionengitter reagieren zu lassen ?
- a) Sublimations- und Ionisierungsenergie werden frei
 - b) Gitterenergie muß aufgewendet werden, Ionisierungsenergie wird frei
 - c) Sublimations- und Ionisierungsenergie müssen aufgewendet werden, Gitterenergie wird frei
 - d) Gitterenergie wird frei
 - e) Ionisierungs- und Gitterenergie müssen aufgewendet werden, Sublimationsenergie wird frei

KOMPLEXE

1. ANLAGERUNGSKOMPLEXE

2. DURCHDRINGUNGSKOMPLEXE

3. CHELATKOMPLEXE

2. Verbindungen aus Molekülen

2.1. Komplexe

Bisher wurden nur Moleküle, d.h. aus Atomen entstandene Verbindungen besprochen, die eines gemeinsam hatten:

elektrische Kräfte als Bestandteile der Bindung.

Nun ist es aber natürlich, daß diese elektrischen Kräfte so stark sind, daß sie auch Moleküle zu Verbindungen zusammenführen können. Diese neuen Verbindungen nennt man Komplexe.

Gemeinsam ist ihnen allen, daß sie ein Zentralteilchen besitzen, um das herum sich die Liganden gruppieren.

Dabei sind bestimmte Gesetze zu beachten:

So können zum Beispiel nur bestimmte Zahlenverhältnisse auftreten. Die häufigste Koordinatenzahl ist 6 (8,4).

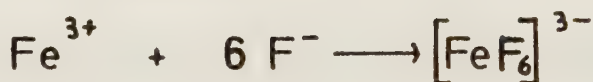
Als Komplexarten unterscheidet man:

1. Anlagerungskomplexe
2. Durchdringungskomplexe
3. Chelatkomplexe

Diese verschiedenen Komplexarten sollen nun im Folgenden besprochen werden, da sie eine große Bedeutung in der Biochemie besitzen.

ANLAGERUNGSKOMPLEXE

1. BEISPIELE



2. HYDRATATION

JON	HYDRATIONSZAHL	KOMPLEXGRÖSSE
H	1	
Li	13	
Na	9	
K	4	
Mg	14	

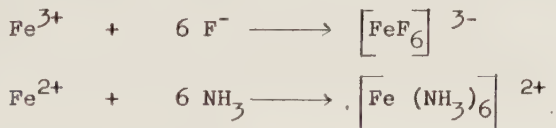


2.1.1. Anlagerungskomplexe

Bei den Anlagerungskomplexen ist das Zentralion immer ein Kation (meist ein Metall) um das herum sich Anionen oder Dipole anlagern.

Ursache für die Komplexbildung ist eine elektrostatische Wechselwirkung, die zum Aufbau einer gemeinsamen Zwischenschale führt.

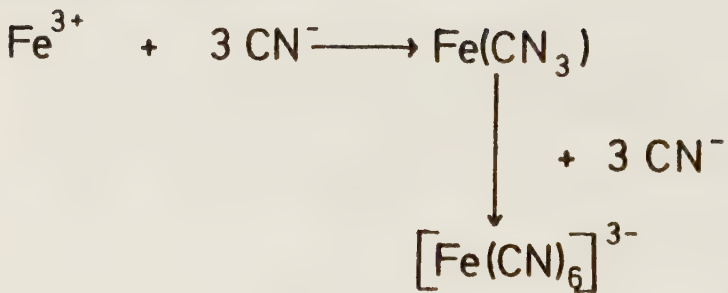
Beispiele hierfür zeigt das Dia:



Löst man Kationen im Wasser, bilden sich um das Ion Sphären ausgerichteter Wassermoleküle, die man als Hydrathülle bezeichnet. Durch diese Hydratation werden die Eigenschaften des Zentralions geändert - es wird vor allem unbeweglicher.

DURCHDRINGUNGS- KOMPLEXE

BEISPIEL:

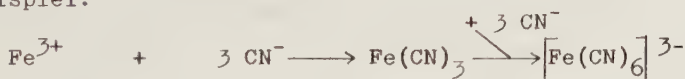


2.1.2. Durchdringungskomplexe

Besonders stabil sind die Durchdringungskomplexe. Dabei werden Elektronendonatoren als Liganden verwendet. Es kommt zur Ausbildung einer beiden (Zentralteilchen und Liganden) gemeinsamen Zwischenschale.

Stabil sind solche Komplexionen, bei denen das Zentralion nach Aufnahme der von den Liganden gelieferten Elektronen eine Edelgaskonfiguration erhält.

Beispiel:



Diesen Komplex bezeichnet man als Eisencyanid-Komplex oder genauer als Hexocyano-eisen (III)-Komplex. Er ist in der Biochemie wichtig, da im Körper freies Eisen vorhanden ist, das durch geringe Mengen von Cyanid gebunden werden kann.

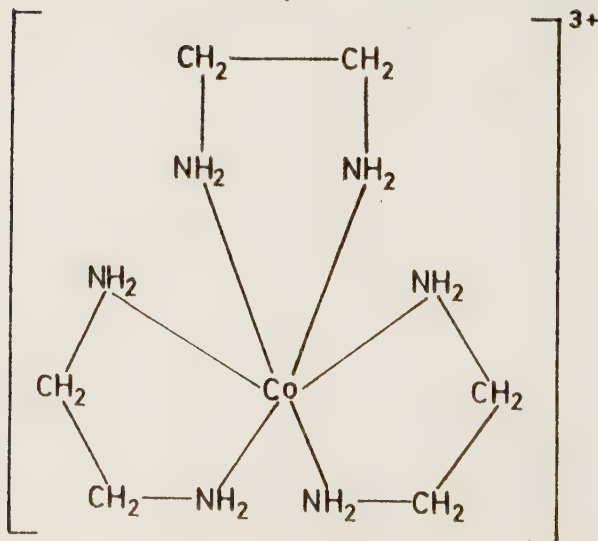
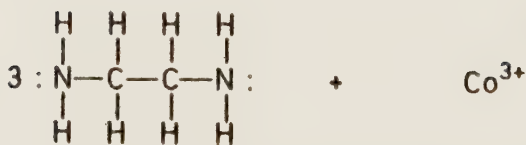
CHELATKOMPLEXE I

AUFBAU:

ÄTHYLENDIAMIN

+

KOBALT



2.1.3. Chelatkomplexe

2.1.3.1. Aufbau und Eigenschaften der Chelatkomplexe

Die biochemisch wichtigsten Komplexe sind die Chelatkomplexe (chele grch. = Korb = Korb = Korb).

Wie schon der Name andeutet, reagiert der Ligand mindestens zweimal mit dem Zentralteilchen.

Eine weitere Voraussetzung ist, daß der Ligand Atome wie Stickstoff, Schwefel oder Sauerstoff an reaktiver Stelle enthält.

Es kommt dann zur Ausbildung einer ringförmigen Verbindung um das Zentralion.

Beispiel:

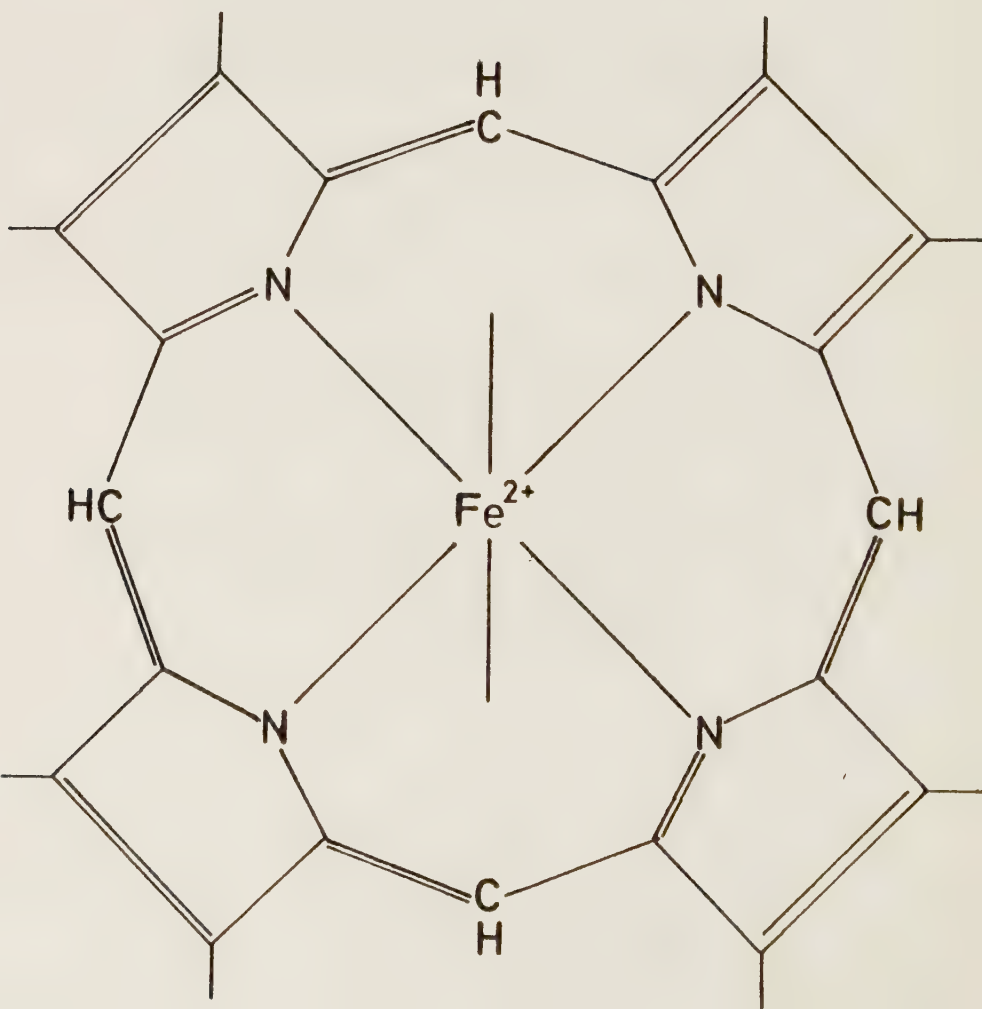


Die wichtigsten Eigenschaften der Chelate sind:

1. Chelate sind sehr beständig
2. Nur ganz bestimmte Liganden können mit ganz bestimmten Zentralkationen reagieren
3. Der anorganische Charakter des Zentralions wird durch den Liganden maskiert, der Komplex verhält sich wie eine organische Verbindung

CHELATKOMPLEXE II

HÄMMOLEKÜL:



2.1.3.2. Bedeutung der Chelatkomplexe

Folgende natürliche Chelatkomplexe spielen in der Biochemie eine wichtige Rolle:

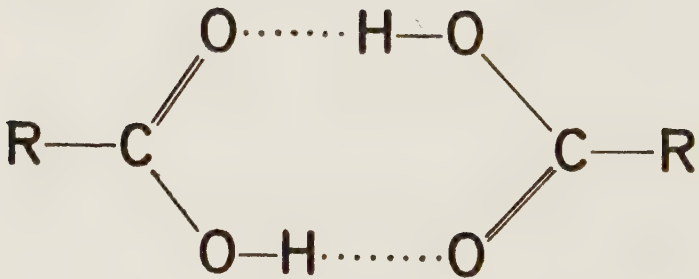
1. Hämoglobin ist ein Chelat, bestehend aus Eisen (II) als Zentralkation und dem Porphyrinskelett. Als zusätzliche Liganden können sich am Eisen anlagern: O_2 , CN^- , CO .
2. In den Mitochondrien gibt es ähnlich dem Häm vorliegende Chelate. In ihnen ist Eisen oder Kupfer das Zentralkation. Man nennt sie Cytochrome.
3. Das Vitamin B_{12} ist ein Chelat mit Kobalt als Zentralion, Chlorophyll hat als Zentralion Magnesium.
4. Spurenelemente werden im Körper in Form von Chelaten mit spezifischen Funktionen aufbewahrt.

Künstliche Chelatbildner verwendet man in der Biochemie für folgende Funktionen:

1. Entfernung schädlicher Metallionen durch Zugabe von Chelaten, die dieses Ion spezifisch binden. Beispiel: Cu-Ionen-Abtransport bei Wilson'scher Krankheit
2. Zur Bakterien- und Pilztötung, indem man diesen die lebenswichtigen Spurenelemente entzieht. Beispiel: Deodorantien
3. Aufhebung der spezifischen Wirkung biochemisch wichtiger Metallkationen in biochemischen Systemen. Beispiel: Herstellung von Blutkonserven

WASSERSTOFFBRÜCKENBINDUNG

BEISPIEL:



2.2. Wasserstoffbrückenbindung

In organischen Verbindungen kann man eine ungewöhnliche Eigenschaft der Wasserstoffionen feststellen. Vorausgesetzt, das Ion ist an Sauerstoff oder Stickstoff gebunden, ist es in der Lage, sich mit einem anderen Molekül höherer Elektronegativität zusätzlich zu binden.

Auf Grund dessen kommt es zum Zusammenhalt von Makromolekülen.

Beispiel:

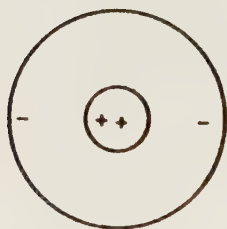
zwei Wasserstoffbrücken zwischen Carboxylgruppen

Auf Grund dieser Bindung kommen die hohen Schmelz- und Siedepunkte von Wasserstoffverbindungen zustande, die lockere Struktur von Eis (hier fehlt die Bindung), die Wasserlöslichkeit organischer Verbindungen, die Festigkeit faserartiger Stoffe (Cellulose, Nylon).

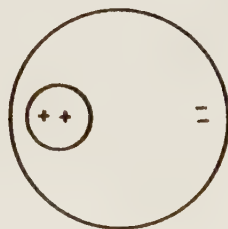
Wasserstoffbrücken sind auch am Aufbau von Nucleinsäuren und Eiweißen beteiligt.

VAN DER WAAL'SCHE KRÄFTE

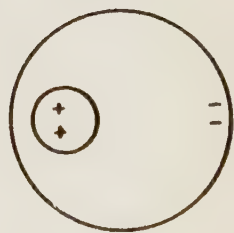
Ladungsverteilung im Atom



symmetrisch



polarisiert



2.3. Van der Waal'sche Kräfte

Der letzte zu erwähnende Bindungstyp sind die Van der Waal'schen Kräfte.

Normalerweise ist die elektrische Ladungsverteilung in einem Atom symmetrisch. Wird sie aber für kurze Zeit asymmetrisch, kommt es zur Ausbildung eines Dipols, wenn gerade zu diesem Zeitpunkt ein anderes Atom in der Nähe ist. Man nennt dies dann einen "induzierten Dipol".

Van der Waal'sche Kräfte beruhen auf der elektrischen Anziehung zwischen einem solchen induzierten Dipol und einem anderen Atom.

Sie sind sehr klein, können aber bei sehr großer Moleküloberfläche und sehr großer Molekülmasse fast die Größe der Atombindung erreichen, vor allem bei geringem Abstand der Atome.

Richtige Antworten

1 d

2 e

3 a

4 a

5 d

6 d

Fragensammlung zu Kapitel 2:
Verbindungen aus Molekülen

1. Welche Behauptung über die Komplexe stimmt nicht ?
 - a) Komplexe sind Verbindungen aus Molekülen
 - b) Komplexe bestehen aus Zentralteilchen und Liganden
 - c) Die Zahl der Liganden ist festgelegt
 - d) Komplexe bestehen aus einem Zentralion und einem Liganden
 - e) Das Zentralteilchen ist meistens ein Metallion

2. Welcher der nachfolgenden Komplexe ist ein Anlagerungskomplex ?
 - a) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
 - b) Chlorophyll
 - c) Hämoglobin
 - d) Cobalamin
 - e) $[\text{FeF}_6]^{3-}$

3. Welche Behauptung über die Chelatkomplexe stimmt ?
 - a) Der Ligand reagiert mindestens zweimal mit dem Zentralion
 - b) Chelate sind biochemisch unwichtig
 - c) Der Ligand muß an reaktiver Stelle Wasserstoff enthalten
 - d) Chelate sind kettenförmige Verbindungen
 - e) Chelate zerfallen leicht in ihre Molekülgruppen

4. Welches ist das wichtigste natürliche Chelat der physiologischen Chemie ?
- a) Hämoglobin
 - b) $\left[\text{FeF}_6 \right]^{3-}$
 - c) $\left[\text{Fe}(\text{CN})_6 \right]^{3-}$
 - d) Chlorophyll
 - e) alle genannten sind wichtig für die physiologische Chemie
5. Wozu verwendet man in der Biochemie künstliche Chelatbildner ?
- a) zur Aufbewahrung von Spurenelementen im menschlichen Körper
 - b) zur Hämsynthese
 - c) zur Kontrolle der Erythropoese im Knochenmark
 - d) zum Cu-Ionen-Abtransport bei Wilson'scher Krankheit
 - e) zur Gerinnbarmachung von Blutproben
6. Wie groß ist ungefähr die Bindungsenergie einer Wasserstoffbrücke ?
- a) ca. 0,1 kcal/Mol
 - b) ca. 0,5 "
 - c) ca. 1,0 "
 - d) 5 - 10 "
 - e) ca. 100 "

REAKTIONEN DER STOFFE MITEINANDER

ÜBERSICHT ÜBER DIE REAKTIONSTYPEN

1. ION-ION-REAKTION
2. DISSOZIATION, elektrolytisch
3. DISSOZIATION, thermisch u. photolytisch
4. SUBSTITUTIONSREAKTION
5. ADDITIONSREAKTION
6. ELIMINIERUNGSREAKTION
7. UMLAGERUNGSREAKTION
8. REDOX-REAKTION
9. POLYMERISATIONSREAKTION
10. POLYKONDENSATIONSREAKTION

3. Reaktionen der Stoffe miteinander

Nachdem Atome, Moleküle und komplexe Verbindungen erläutert wurden, interessiert, wie diese Stoffe miteinander reagieren können. Vor allem ist es wichtig, in diese Reaktionen eine Systematik einzuführen.

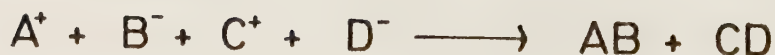
Alle chemischen Reaktionen sind durch die Tatsache gekennzeichnet, daß die Ausgangsprodukte (A,B) während der Reaktion zu einem oder mehreren anderen Stoffen umgewandelt werden, den Endprodukten (C,D).

Die wichtigsten chemischen Reaktionen sollen nachfolgend besprochen werden. Hier zunächst eine Übersicht:

1. Ion-Ion-Reaktion
2. Dissoziation, elektrolytisch
3. Dissoziation, thermisch und photolytisch
4. Substitutionsreaktion
5. Additionsreaktion
6. Eliminierungsreaktion
7. Umlagerungsreaktion
8. Redox-Reaktion
9. Polymerisationsreaktion
10. Polykondensationsreaktion

JON—JON—REAKTION

BEISPIELE:



3.1. Ion - Ion - Reaktion

Dieser Reaktionstyp hat den größten Anteil an allen anorganischen Reaktionen.

Hierbei reagieren positiv und negativ geladene Ionen miteinander, wobei neutrale Moleküle entstehen.

Eine andere Bezeichnung für diesen Reaktionstypus ist Assoziation.

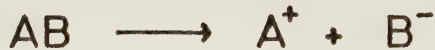
Beispiel:

Kation A und Anion B reagieren zum Stoff AB

Kation A, Kation C, Anion B und Anion D
reagieren zu den Stoffen AB und CD

DISSOZIATION, elektrolytisch

Beispiel des Reaktionstypus:



Unterteilung der Elektrolyte:

1. Säuren
2. Basen
3. Ampholyte
4. Salze

3.2. Elektrolytische Dissoziation

Die elektrolytische Dissoziation ist die Umkehr der Ion-Ion-Reaktion.

Beispiel:

Der Stoff AB zerfällt in das
Kation A und das Anion B.

Stoffe, die zu solchen Reaktionen in der Lage sind, nennt man Elektrolyte.

Dabei unterteilt man die Elektrolyte in 4 wichtige Gruppen:

1. Säuren
2. Basen
3. Ampholyte
4. Salze

Diese vier Gruppen sollen nun ausführlich besprochen werden.

SÄUREN

Definition:

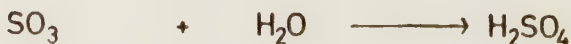
Eine Säure ist ein Stoff,
der in der Lage ist,
Wasserstoffionen abzuspalzen.

Beispiele:

Mineralsäuren		organische Säuren	
Salzsäure	HCl	Essigsäure	$\text{CH}_3\text{-COOH}$
Salpetersäure	HNO_3	Buttersäure	$\text{C}_3\text{H}_7\text{-COOH}$
Schwefelsäure	H_2SO_4		
Phosphorsäure	H_3PO_4		

Säureherstellung:

Säureanhydrid + Wasser $\longrightarrow$ Säure



3.2.1. Säuren

Zunächst muß definiert werden, was eine Säure ist.
Die Definition für eine Säure lautet folgendermaßen:

Eine Säure ist ein Stoff, der in der Lage
ist, Wasserstoffionen abzuspalten.

Sie ist also ein Protonendonator. Nach der Abspaltung
des Protons bleibt das Säureanion übrig.

Die Säuren kann man nach verschiedenen Gesichtspunkten
unterteilen.

1. Nach der Anzahl der Protonen, die sie
abspalten kann. Man nennt sie dann ein-
basisch, zweibasisch, usw.
2. Nach dem Dissoziationsgrad unterscheidet
man schwache und starke Säuren.
Die meisten Mineralsäuren sind starke,
die meisten organischen Säuren schwache
Säuren.

Hier einige Beispiele für starke und schwache Säuren:

Mineralsäuren	organische Säuren
Salzsäure HCl	Essigsäure $\text{CH}_3\text{-COOH}$
Salpetersäure HNO_3	Buttersäure $\text{C}_3\text{H}_7\text{-COOH}$
Schwefelsäure H_2SO_4	
Phosphorsäure H_3PO_4	

Anorganische Säuren kann man durch folgende Reaktionen
herstellen: Reagiert ein Säureanhydrid (Nichtmetall-
oxid) mit Wasser, so entsteht eine Säure.

Beispiel:

Schwefeltrioxid und Wasser ergeben Schwefelsäure

BASEN

Definition :

1. Eine Base ist ein Stoff,
der Hydroxylionen abdissoziiert.
2. Eine Base ist ein Protonenacceptor.

Beispiele :

starke Basen		schwache Basen	
Natronlauge	NaOH	Ammoniak	NH ₃
Kalilauge	KOH		
Calciumhydroxid	Ca(OH) ₂		

Basenherstellung:



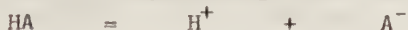
3.2.2. Basen

Eine Base wird wie folgt definiert:

Eine Base ist ein Stoff, der Hydroxyl-Ionen abdissoziiert.



Von der Sicht der Säuregleichung sieht das so aus:



Das Säureanion (A) kann also Protonen aufnehmen.

Und das ist die allgemeinere Definition für eine Base:

Eine Base ist ein Protonenacceptor.

Somit ist das Säureanion eine Base.

Basen bilden sich bei der Reaktion von Metalloxiden mit Wasser.

Je nach der Zahl der abspaltbaren Hydroxylionen nennt man sie einsäurig, zweisäurig, usw.

Auch hier unterscheidet man je nach Dissoziationsgrad starke und schwache Basen:

starke Basen sind

Natronlauge NaOH

Kalilauge KOH

Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$

eine schwache Base ist

Ammoniak NH_3

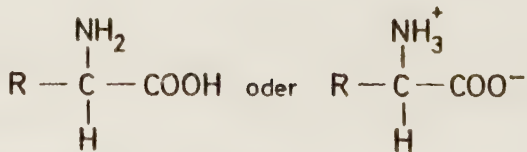
AMPHOLYTE

Definition:

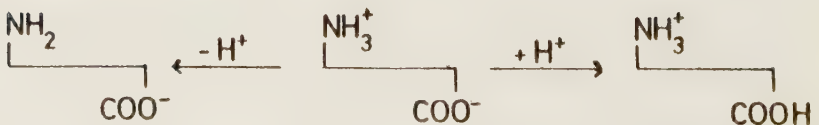
Ampholyte sind Stoffe, die je nach pH-Wert des umgebenden Milieus basische oder saure Eigenschaften besitzen.

Aminosäuren:

Schema:



Ampholyteigenschaft:



3.2.3. Ampholyte

Ampholyte sind Stoffe, die je nach dem pH-Wert des umgebenden Milieus basische oder saure Eigenschaften besitzen.

In der organischen Chemie ist das wichtigste Beispiel dafür die Aminosäure.

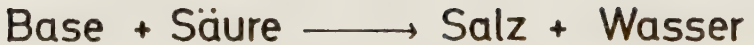
Im Schema stellt sich eine Aminosäure wie auf dem DIA gezeigt dar. Sie enthält sowohl die saure COOH-Gruppe als auch die basische Aminogruppe. Im Allgemeinen liegt die Aminosäure aber polarisiert vor (NH_3^+ , COO^-).

Die beiden reaktionsfähigen Gruppen können bei Zugabe bzw. Abzug von H-Ionen folgendermaßen reagieren:

Bei Protonenentzug stellt sich die polarisierte NH_3^+ -Gruppe als NH_2 dar, bei Protonenzugabe wird die polarisierte COO^- -Gruppe zu COOH.

SALZE

Herstellung:



Beispiele:



3.2.4. Salze

Salze entstehen bei der Reaktion von Säuren und Basen unter Freisetzung von Wasser, wobei das Salz aus dem Säureanion und dem Basenkation gebildet wird. Eine solche Reaktion nennt man auch Neutralisationsreaktion.

Hier einige Beispiele für die Entstehung von Salzen:

Natronlauge und Salzsäure ergeben
Natriumchlorid

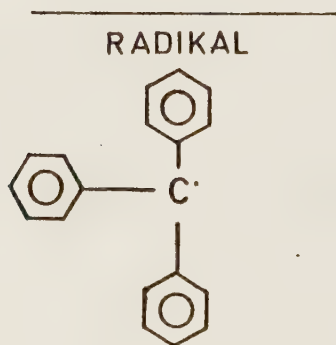
Calciumhydroxid und Schwefelsäure
ergeben Calciumsulfat

Kaliumhydroxid und Phosphorsäure
ergeben Kaliumphosphat

Außerdem entsteht bei jeder dieser Reaktionen
Wasser.

DISSOZIATION

thermisch und photolytisch



3.3. Thermische und photolytische Dissoziation

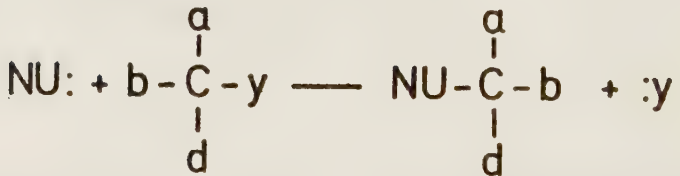
Ein Molekül AB kann unter Zufuhr von Wärme- oder Lichtenergie gespalten werden, wobei es nicht immer in Ionen, sondern auch in Radikale gespalten werden kann.

Kennzeichnend ist, daß die Spaltprodukte nicht stabil sind, sondern weiterreagieren.

SUBSTITUTIONSREAKTION

ARTEN:

– nukleophile Substitution



– elektrophile Substitution

Zweistufenmechanismus

3.4. Substitutionsreaktion

Ein Atom (oder Atomgruppe) wird durch ein anderes Atom (oder Atomgruppe) ersetzt, es treten sowohl Trennung wie Neubildung einer Bindung ein.

Je nach Art des substituierend wirkenden Teilchens unterscheidet man:

- die nukleophile Substitution

Dabei stellt das Nukleophil (Atom mit Elektronenüberschuß) ein freies Elektronenpaar zur Verfügung und geht eine neue Bindung zu einem polarisierten C-Atom ein.

Ein Schema dieser Reaktion zeigt das Dia.

- die elektrophile Substitution

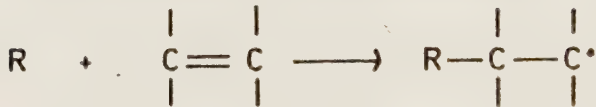
Sie verläuft über einen Zweistufenmechanismus, bei dem die Bildung des Komplexes den geschwindigkeitsbestimmenden Schritt darstellt.

Die Substitutionsreaktionen werden hauptsächlich im Labor durchgeführt und sind deshalb für die Biochemie nur von sekundärer Bedeutung.

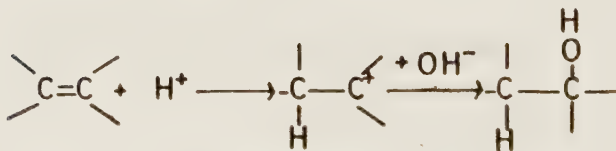
ADDITIONSREAKTION

ARTEN:

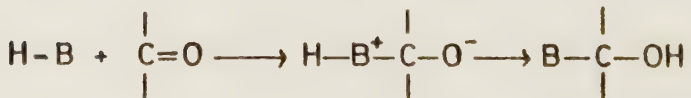
— radikale Addition



— elektrophile Addition



— nukleophile Addition



Ausgangs-
produkte

Zwischen-
produkt

Additions-
produkt

3.5. Additionsreaktion

Die Additionsreaktionen sind die wichtigsten biochemischen Reaktionstypen. Es werden dabei Atome oder Atomgruppen an Doppel- oder Dreifachbindungen angelagert.

Man unterscheidet folgende Reaktionsarten:

- die radikalische Addition

Ein organisches Peroxid bildet als Katalysator mit dem Grundmolekül ein kurzlebiges Radikal, das bald weiterreagiert.

- die elektrophile Addition

Dies ist die Addition an eine Kohlenstoffdoppelbindung.

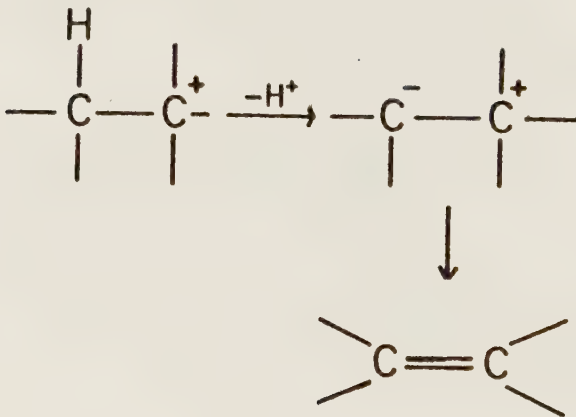
- die nukleophile Addition

ist die Addition an eine Kohlenstoff-Sauerstoff-Doppelbindung.

Dabei kommt es zur Ausbildung eines Zwischenproduktes, das wieder zerfällt.

ELIMINIERUNGSREAKTION

BEISPIEL:



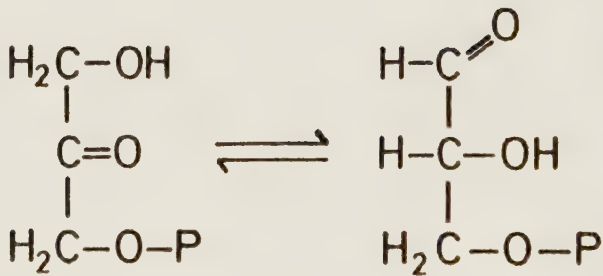
3.6. Eliminierungsreaktion

Eliminierungsreaktionen sind die Umkehrungen der Additionsreaktionen.

Es werden dabei Atome oder Atomgruppen abgetrennt, ohne daß dafür andere Atome oder Atomgruppen an deren Stelle treten. Es kommt zur Ausbildung von Doppel- oder Dreifachbindungen.

UMLAGERUNGSREAKTION

BEISPIEL:



Dihydroxy-
acetonphosphat

Glycerinalde-
hydposphat

3.7. Umlagerungsreaktion

Ein Molekül bestimmter Struktur geht in ein neues (isomeres) Molekül über, ohne daß weitere Atome aufgenommen oder abgespalten werden.

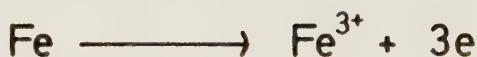
Innerhalb des Moleküls treten nur Verschiebungen von Elektronen oder Protonen auf.

Beispiele für diesen Reaktionstypus finden sich vor allem in der organischen Chemie, z.B. im Stoffwechsel die Umlagerung

von Dihydroxyacetonphosphat
zu Glycerinaldehydphosphat.

REDOX - REAKTION I

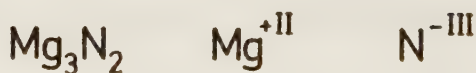
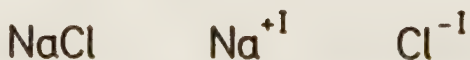
OXIDATION



REDUKTION



OXIDATIONSZAHL



3.8. Redox-Reaktion

3.8.1. Definition der Oxydation, Reduktion

Zuerst müssen drei Begriffe erklärt und definiert werden, bevor wir uns mit den Redox-Reaktionen beschäftigen können. Diese Begriffe sind:

Oxydation, Reduktion, Oxydationszahl.

Oxydation

Oxydation ist ein Vorgang, bei dem einem Stoff Elektronen entzogen werden.

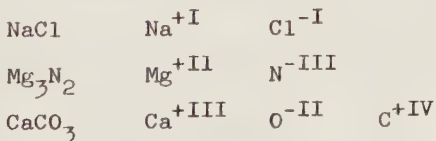
Reduktion

Reduktion ist ein Vorgang, bei dem einem Stoff Elektronen zugefügt werden.

Oxydationszahl

In einer Ionenbindung sind Oxydationszahl und effektive Ionenladung identisch. Für Atombindungen lassen sich "imaginäre" Ladungen denken, wenn man die Elektronenpaarbindung in Gedanken zerlegt. Sie nennt man Oxydationszahl. Dargestellt wird sie durch römische Zahlen.

Beispiele:

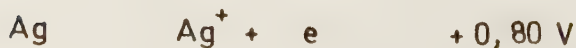
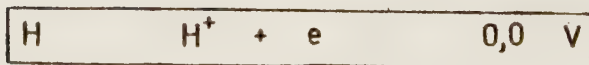
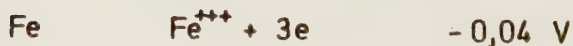
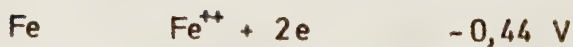
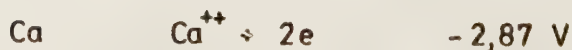
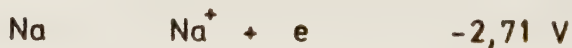


REDOX-REAKTION II

REDOXSYSTEM



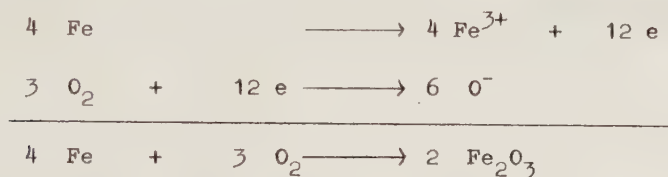
SPANNUNGSREIHE



3.8.2. Redoxsysteme und Spannungsreihe

In der Natur hat es sich gezeigt, daß beide Prozesse - Oxydation und Reduktion - immer kombiniert ablaufen, sie bilden ein Redoxsystem.

Beispiel:



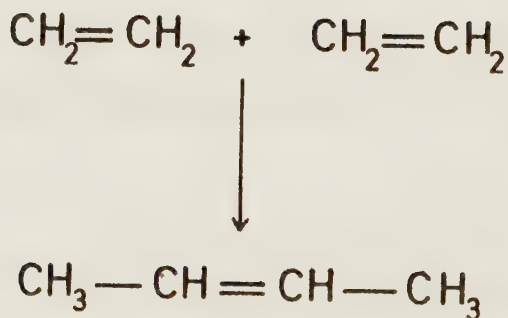
Stoffe, die eine große Tendenz zur Elektronenabgabe haben, nennt man Reduktionsmittel. Stoffe, die eine Tendenz zur Elektronenaufnahme zeigen, Oxydationsmittel.

Dieses Phänomen - Elektronenaufnahme oder -abgabe - kann man in der Spannungsreihe darstellen. Sie enthält die Normalpotentiale (gegen eine Wasserstoffelektrode gemessen) von Metall - Metallion - Paaren.

Man kann sagen, die oxydativen Prozesse sind der Motor der Zellen.

POLYMERISATIONSREAKTIONEN

BEISPIEL:



3.9. Polymerisationsreaktion

Bei einer Polymerisation lagern sich viele ungesättigte Verbindungen desselben Molekültyps zusammen unter Ausbildung eines Riesenmoleküls.

Ausgangsbedingung ist die Möglichkeit zur Ausbildung von Ketten, wie z.B. Kohlenstoffketten. Deren Polymere sind die Kunststoffe und Kautschuk.

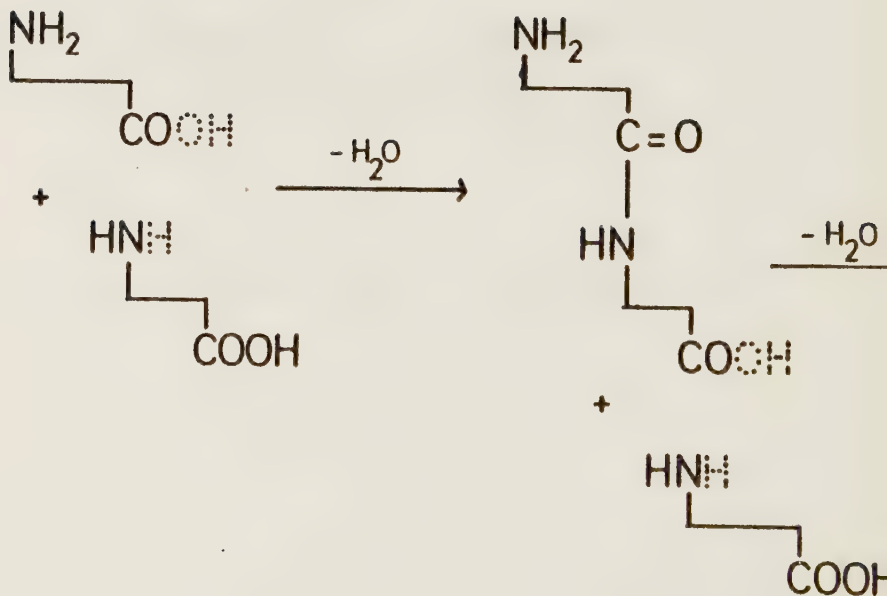
Polymere des Silicium sind die Silikone.

Ein Beispiel aus der organischen Chemie ist auf dem Dia dargestellt:

Ein Äthenmolekül polymerisiert
mit einem anderen Äthenmolekül
zu Buten.

POLYKONDENSATIONSREAKTION

BEISPIEL :



3.10. Polykondensationsreaktion

Polykondensationsreaktionen sind eine Art Kombination von Eliminierungsreaktion und Polymerisationsreaktion. Unter Wasseraustritt lagern sich die Restmoleküle zu einem Makromolekül zusammen.

Als Beispiele aus der Biochemie seien hier die Proteine, Nukleinsäuren, Stärke und Glykogen genannt.

Als Beispiel der Polykondensationsreaktion sehen sie auf dem Dia die Kondensation von Aminosäuren zu Peptiden.

Richtige Antworten

1 e

2 d

3 b

4 a

5 c

6 b

7 b

8 b

9 d

Fragensammlung zu Kapitel 3:
Reaktionen der Stoffe miteinander

1. Der Großteil aller anorganischen chemischen Reaktionen sind:
 - a) Elektrolytische Dissoziationen
 - b) Umlagerungsreaktionen
 - c) Substitutionsreaktionen
 - d) Additionsreaktionen
 - e) Ion-Ion-Reaktionen

2. Welches ist das Kennzeichen eines Elektrolyten ?
 - a) er muß eine Säure sein
 - b) er entsteht bei der Assoziation
 - c) er zerfällt in Anion und neutralen Teil
 - d) er zerfällt in Anion und Kation
 - e) er muß eine Base sein

3. Welcher nachfolgende Stoff ist eine schwache Säure ?
 - a) Salzsäure
 - b) Buttersäure
 - c) Schwefelsäure
 - d) Salpetersäure
 - e) Phosphorsäure

4. Wie entsteht eine Säure ?
 - a) bei der Reaktion von Anhydrid mit Wasser
 - b) bei der Reaktion von einer Base mit Wasser
 - c) bei der Reaktion von Metalloxid mit Wasser
 - d) bei der Reaktion einer Base mit Salz
 - e) bei der Reaktion eines Ampholyts mit Wasser

5. Welcher Stoff ist eine schwache Base ?
 - a) Natronlauge
 - b) Calciumhydroxid
 - c) Ammoniak
 - d) Kalilauge
 - e) Schwefelwasserstoff

6. Was versteht man unter zweibasisch ?

- a) eine Säure, die aus zwei Basen besteht
- b) eine Säure, die zwei H-Ionen abgeben kann
- c) eine Base, die aus zwei Säuren besteht
- d) eine Base, die zwei H-Ionen aufnehmen kann
- e) eine Base, die zwei OH-Ionen aufnehmen kann

7. Bei welcher Reaktion entsteht ein Salz ?

- a) Assoziationsreaktion
- b) Neutralisationsreaktion
- c) Substitutionsreaktion
- d) Umlagerungsreaktion
- e) Additionsreaktion

8. Was versteht man unter Reduktion ?

- a) ein Stoff wird in seinem Molekulargewicht verkleinert
- b) einem Stoff werden Elektronen zugefügt
- c) ein Stoff wird mit einem anderen umgesetzt
- d) einem Stoff werden Elektronen entzogen
- e) einem Stoff werden Protonen entzogen

9. Bei welchen Reaktionstypen entstehen Peptide ?

- a) Polymerisation
- b) Eliminierung
- c) Umlagerung
- d) Polykondensation
- e) Substitution

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT

HOMOGENES SYSTEM

4. Chemisches Gleichgewicht

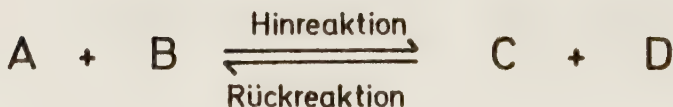
4.1. Homogenes System

Alle chemischen Reaktionen sind - wenn sie in einem geschlossenem System ablaufen - Gleichgewichtsreaktionen.

Im homogenen System führt diese Betrachtungsweise zur Ableitung des Massenwirkungsgesetzes, dem auch in der Biochemie eine wichtige Rolle zukommt.

MASSENWIRKUNGSGESETZ

Gleichgewichtsreaktionsschema:



Ableitung des Massenwirkungsgesetzes:

$$v_R = v_H = K_H \cdot c_A \cdot c_B = K_R \cdot c_C \cdot c_D$$

$$\frac{K_H}{K_R} = \frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B} = K$$

4.1.1. Ableitung des Massenwirkungsgesetzes

Das Reaktionsschema für eine Gleichgewichtsreaktion lautet:

Die Stoffe A und B reagieren zu den Stoffen C und D. Diese Reaktion ist reversibel.

Dabei gilt für die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion im Gleichgewichtszustand, daß sie gleich groß sind. Umgeformt ergibt das folgende Formel:

Konstante der Hinreaktion multipliziert mit den Konzentrationen der Stoffe A und B ist gleich der Konstanten der Rückreaktion multipliziert mit den Konzentrationen der Stoffe C und D.

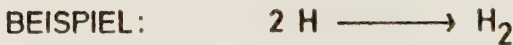
Der Quotient der beiden Konstanten ergibt eine neue Konstante, die man als Gleichgewichtskonstante bezeichnet.

Per definitionem heißt das Massenwirkungsgesetz:

Zu jeder Gleichgewichtsreaktion gehört eine Gleichgewichtskonstante K. Sie ist gleich dem Produkt der Konzentrationen der Endprodukte, geteilt durch das Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe.

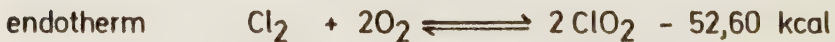
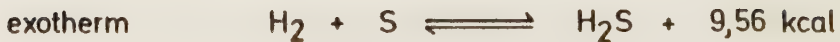
BEEINFLUSSUNG CHEMISCHER GLEICHGEWICHTE

1. Druckänderung



2. Temperaturänderung

BEISPIELE :



3. Konzentrationsänderung

4. Katalyse

4.1.2. Beeinflussung chemischer Gleichgewichte

Eine besonders wichtige Frage für die Biochemie ist:
Wie lassen sich diese Gleichgewichte beeinflussen ?
Es gibt vier Möglichkeiten:

1. Druckänderung
2. Temperaturänderung
3. Konzentrationsänderung
4. Katalyse

In allen Fällen befolgt das Gleichgewicht das Gesetz
des kleinsten Zwanges:

Übt man auf ein Gleichgewichtssystem einen
Zwang aus, so reagiert das System in der
Weise, daß sich der Zwang verkleinert.

Für die einzelnen Zwangsmaßnahmen bedeutet das:

1. Druckänderung

Die Diskussion der Druckänderung ist nur bei
Gasen aktuell. Als Beispiel diene die Reaktion
2 H reagieren zu H_2 . Erhöht man den Druck,
bildet sich mehr Endprodukt, also H_2 .

2. Temperaturänderung

Fügt man einer exothermen Reaktion Wärme zu,
so wird die Wärme liefernde Reaktion zurück-
gedrängt. Beim Erwärmen einer endothermen
Reaktion geschieht genau das Gegenteil, das
Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts, d.h.
zur Seite der Endprodukte hin.

3. Konzentrationsänderung

Erhöht man die Konzentration der Ausgangsstoffe,
so werden auch mehr Bildungsprodukte erzeugt,
da die Gleichgewichtskonstante ja denselben
Wert behalten muß.

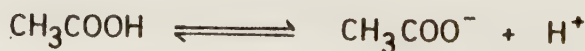
4. Katalyse

Der Einfluß eines Katalysators auf die Ein-
stellungsgeschwindigkeit wird in einem speziel-
lem Kapitel später behandelt.

In der Biochemie sind nur die Möglichkeiten 3 und 4
möglich, die anderen wurden nur der Vollständigkeit

DISSOZIATIONSGLEICHGEWICHT

Dissoziation der Essigsäure



dazu das MWG

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Dissoziation der Phosphorsäure



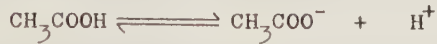
dazu das MWG

$$K_{123} = \frac{[\text{H}^+]^3 [\text{PO}_4^{---}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 4 \cdot 10^{-22}$$

4.1.3. Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes

4.1.3.1. Dissoziationsgleichgewicht von Elektrolyten

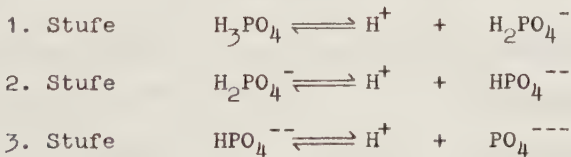
Mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes lassen sich die Dissoziationen schwacher Elektrolyte quantitativ beschreiben. Für die Dissoziation der Essigsäure



lautet das Massenwirkungsgesetz:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Bei mehrbasigen Säuren (wie z.B. Phosphorsäure) verläuft die Dissoziation stufenweise. Zur Formulierung des Dissoziationsgleichgewichts nimmt man dann immer die vorhergehende Stufe als Ausgangsprodukt des nächsten Schrittes an.



Die Gesamtkonstante ergibt sich aus der Multiplikation der einzelnen Stufen.

pH-BEGRIFF

Wasserstoffionenkonzentration

$$[H^+] = \sqrt{K \cdot c_{\text{Säure}}}$$

pH-Definition

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

Jonenprodukt des Wassers

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Medizinische pH-Werte

Speichel	5,0 - 6,8
Magensaft	1,0 - 2,0
Darmsaft	6,2 - 7,5
Galle	5,8 - 8,5
Pankreas	7,5 - 8,3
Vaginalsekret	3,2 - 4,2
Samenflüssigkeit	7,1 - 7,5
Blutplasma	7,39 ± 0,05
Erythrozyten	7,36 ± 0,05
Liquor	7,36 ± 0,05

4.1.3.2. Der pH - Begriff

Viel wichtiger als die Gleichgewichtskonstante ist die auftretende Wasserstoffionenkonzentration. Sie ergibt sich aus dem MWG wie folgt:

$$[H^+] = \sqrt{K \cdot c_{\text{Säure}}}$$

Dieser Wert ist sehr klein, deshalb hat man den Begriff pH-Wert geschaffen. Seine Definition lautet:

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der dazugehörigen Wasserstoffionenkonzentration.

Der pH-Wert wird in einem Bereich zwischen 0 und 14 angegeben.

Aus der Formel des Ionenproduktes des Wassers ergibt sich die unmittelbare Verknüpfung von H- und OH-Ionen, also die Ursache des Antagonismus zwischen Säuren und Basen.

Der pH-Wert einiger Körperflüssigkeiten zeigt die Wichtigkeit dieses Begriffes in der Medizin.

Speichel	5,0 - 6,8	Vaginalsekret	3,2 - 4,2
Magensaft	1,0 - 2,0	Samenflüssigk.	7,1 - 7,5
Darmsaft	6,2 - 7,5	Blutplasma	7,39 ± 0,05
Galle	5,8 - 8,5	Erythrocyten	7,36 ± 0,05
Pankreas	7,5 - 8,3	Liquor	7,35 ± 0,05

Diese Werte bedeuten, daß in bestimmten Organen bestimmte pH-Werte aufrecht erhalten werden müssen, weil nur so die bestmögliche Leistung erzielt werden kann.

Dieses sei aber nur am Rande erwähnt, die Biochemie wird sich noch ausführlich damit befassen.

PUFFERUNG

Reaktionsgleichung:



dazu das MWG:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = K \cdot \frac{[\text{Säure}]}{[\text{Salz}]}$$

Henderson-Hasselbalch'sche Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}$$

4.1.3.3. Pufferung

Am Beispiel des Blutplasma sieht man eine nur ganz geringe Verschiebbarkeit des pH-Wertes. Das wird durch einen Puffer erreicht.

Ein Puffer besteht aus einer schwachen Säure und dem Salz dieser Säure oder aus einer schwachen Base und dem Salz dieser Base.

Für solch einen Puffer lautet das MWG:

Die Dissoziationskonstante ist gleich
Wasserstoffionenkonzentration multi-
pliziert mit Salzkonzentration divi-
diert durch Säurekonzentration.

Löst man diese Gleichung nach der H-Ionen-Konzentration auf, erhält man folgende Gleichung:

Die Wasserstoffionenkonzentration ist
gleich der Dissoziationskonstanten
multipliziert mit der Säurekonzentration
dividiert durch die Salzkonzentration.

Für den pH-Wert ergibt sich daraus die Gleichung:

Der pH-Wert ist gleich pK-Wert plus dem
Logarithmus des Quotienten aus Salz- und
Säurekonzentration.

Diese umgeformte Gleichung nennt man die Henderson-Hasselbalch'sche Gleichung. Sie ist ein gutes Hilfsmittel zur Errechnung von pH-Wert und Konzentration eines Puffers.

Wie funktioniert nun ein Puffer ?

Bei Zusatz von Säure oder Base werden entweder diese durch das Anion oder die Puffersäure neutralisiert, so daß der pH-Wert kaum verändert wird. Auch auf eine Verdünnung reagiert ein Puffer innerhalb einer bestimmten Grenze kaum durch pH-Änderung.

JSOELEKTRISCHER PUNKT

DEFINITION:

Am Jsoelektrischen Punkt ist die Anzahl der positiven und negativen elektrischen Ladungen gleich gross:

BERECHNUNG:

$$J.P. = 1/2 \cdot (p_{Ks} + p_{Kb})$$

4.1.3.4. Isoelektrischer Punkt

Bei den Ampholyten hat man einen Punkt der pH-Skala besonders benannt: es ist der isoelektrische Punkt. Er ist für jeden Ampholyt charakteristisch und sagt folgendes aus:

Am Isoelektrischen Punkt ist die
Anzahl der positiven und negativen
elektrischen Ladungen gerade gleich
groß.

Bei den Monoaminomonocarbonsäuren ist der IP das arithmetische Mittel aus den pK-Werten der Amino- und der Carboxylgruppe. Die Berechnung des IP bei Ampholyten mit mehr als zwei Ladungen erfolgt nach komplizierteren Schemata.

Diese Kenntnis des IP verwendet man in der Biochemie zur Trennung von Eiweißen mit Hilfe der Elektrophorese, d.h. der Wanderung der Eiweiße im elektrischen Gleichspannungsfeld.

HETEROGENE SYSTEME

1. Zweiphasensysteme

- fest/flüssig
- flüssig/flüssig
- gasförmig/flüssig

2. Gleichgewichte unter Einbeziehung von Membranen

3. Verteilungsgleichgewichte zwischen einer Flüssigkeit und der gequollenen Phase eines Festkörpers

4.2. Heterogene Systeme

Bei den heterogenen Systemen muß man folgende Systemkombinationen unterscheiden:

1. Zweiphasensysteme

Diese sind unterteilt in

- fest/flüssige
- flüssig/flüssige
- gasförmig/flüssige
- gasförmig/feste Systeme

2. Gleichgewichte unter Einbeziehung von Membranen

3. Verteilungsgleichgewichte zwischen einer Flüssigkeit und der gequollenen Phase eines Festkörpers

Diese verschiedenen Systeme sollen im nachfolgenden Kapitel besprochen werden.

Dabei wird neben den chemischen Grundlagen auch auf die Bedeutung des jeweiligen Systems in der Medizin hingewiesen werden.

fest/flüssiges ZWEIPHASEN - SYSTEM

Löslichkeitsprodukt

Ist die Lösung gesättigt, so ist das Produkt der Konzentrationen der Ionen in der Lösung konstant, es entspricht dem Löslichkeitsprodukt.

Löslichkeitsverhalten

Beeinflussbar durch:

- Dielektrizitätskonstante (D)
- pH-Wert

Lösungsmittel

"Similia similibus solventur"

(Gleiches löst sich in gleichem)

4.2.1.1. Fest/flüssiges Zweiphasensystem

Befindet sich ein Festkörper in einer Flüssigkeit, so wird er sich mit der Zeit mehr oder weniger in ihr auflösen. Ist die Lösung gesättigt, so ist das Produkt der Konzentrationen der Ionen in der Lösung konstant, es entspricht dem Löslichkeitsprodukt.

Ein Stoff löst sich besonders gut in einem Lösungsmittel, wenn dessen Dielektrizitätskonstante sehr hoch ist, denn diese erniedrigt die anziehende Kraft zwischen zwei Ladungen. Eine andere Möglichkeit der Beeinflussung des Löslichkeitsverhaltens ist eine Änderung des pH-Wertes. Sucht man für einen bestimmten Stoff ein Lösungsmittel, muß man nach dem Spruch:

"similia similibus solventur"
(Gleiches löst sich in gleichem)

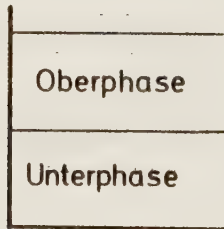
vorgehen.

Im menschlichen Körper gibt es nur ein Lösungsmittel:
Wasser.

Es hat eine Dielektrizitätskonstante von 81 und ist polar, d.h. alle Feststoffe müssen polar sein, wenn sie gelöst werden sollen. Die Fette müssen durch besondere Reaktionen löslich gemacht werden.

flüssig/flüssiges ZWEIPHASEN - SYSTEM

Nernst'scher Verteilungssatz:



$$K = \frac{c_{\text{Oberphase}}}{c_{\text{Unterphase}}}$$

4,2.1.2. Flüssig/flüssiges Zweiphasensystem

Es gibt auch Gleichgewichte zwischen zwei flüssigen miteinander nicht mischbaren Phasen. Diese folgen dem Nernst'schen Verteilungssatz:

Der Quotient aus der Konzentration
der Oberphase und der Konzentration
der Unterphase ist konstant.

Dieses Prinzip benutzt man zur Trennung der beiden Phasen durch Ausschütteln.

Im menschlichen Körper finden wir die unpolaren Fetttröpfchen und das polare Wasser. Je nach Polarität lösen sich andere Flüssigkeiten einmal im Fett, einmal im Wasser.

Ein anderes Beispiel ist die Tatsache, daß die Resorption vieler Wirkstoffe im Darm durch den Fettgehalt der Nahrung beeinflusst wird.

Für Narkosemittel kann es wichtig sein, daß sie sowohl im Blut (polar) als auch im Gehirn (unpolar) löslich sind.

gasförmig / flüssiges ZWEIPHASENSYSTEM

Henry - Verteilungsgesetz:

Die Konzentration eines in einer Flüssigkeit gelösten Gases ist proportional dem Partialdruck dieses Gases. Eine Erhöhung des Partialdruckes des Gases führt zur Erhöhung der Löslichkeit in einer Flüssigkeit.

4.2.1.3. Gasförmig/flüssiges Zweiphasensystem

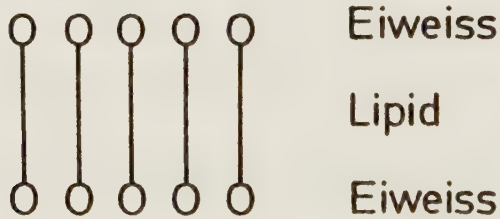
Das Verteilungsverhalten einer gasförmigen Substanz zwischen einer Gasphase und einer Flüssigkeit wird durch das Henry-Verteilungsgesetz wiedergegeben:

Die Konzentration eines in einer Flüssigkeit gelösten Gases ist proportional dem Partialdruck dieses Gases. Eine Erhöhung des Partialdruckes führt auch zur Erhöhung der Löslichkeit in einer Flüssigkeit.

Dieses Gesetz spielt in der Atemphysiologie eine wichtige Rolle. Es sagt aus, daß bei erhöhtem O_2 -Partialdruck auch der Sauerstoff im Blut besser weitertransportiert werden kann. Ähnliches kann man dann auch für die Partialdrucke von CO_2 und Stickstoff sagen.

GLEICHGEWICHTE UNTER EINBE- ZIEHUNG VON MEMBRANEN

Aufbau einer Primärmembran:



1. Fick'sches Diffusionsgesetz:

$$\frac{dm}{dt} = - D \cdot F \cdot \frac{dc}{dt}$$

4.2.2. Gleichgewichte unter Einbeziehung von Membranen

Chemische Gleichgewichte unter Einbeziehung von Membranen kommen im menschlichen Körper ebenfalls oft vor. Es hat sich herausgestellt, daß alle biologischen Membranen auf einer Grundstufe, der Primärmembran beruhen.

Sie zeigt eine Schichtenfolge Eiweiß-Lipid-Eiweiß und für sie gilt das 1.Fick'sche Diffusionsgesetz:

Die in einer Zeitspanne dt diffundierte Stoffmenge dm ist proportional der Fläche F , die zur Diffusion zur Verfügung steht. Sie ist ebenfalls dem Konzentrationsgradienten dc/dx (Abnahme der Konzentration längs eines Weges dx) proportional. Der Proportionalitätsfaktor D beschreibt den Vorgang quantitativ.

Auf Grund dieser Diffusionseigenschaften ist es möglich, Stoffgemische durch Dialyse zu trennen.

In der Medizin gibt es dafür mehrere Beispiele:

- Blut-Hirn-Schranke
- osmotische Regulation an Erythrocyten
Gelangen sie in eine hypotone Lösung, schwellen sie an und platzen. In einer hypertonen Lösung dagegen degenerieren sie zur Stechapfelform.

FLÜSSIGKEIT / GEQUOLLENER FESTKÖRPER

ANWENDUNGSBEISPIELE

1. Ionenaustauschverfahren

Ionenaustauscher sind Kunststoffe, die an der Oberfläche kationische oder anionische Ladungen tragen und sie gegen Kationen oder Anionen austauschen können.

$$K = \frac{C_{\text{Austauscher}}}{C_{\text{Lösung}}}$$

2. Gelchromatographie

Trennung von Substanzen verschiedener Molekülgrösse.

4.2.3. Verteilungsgleichgewichte zwischen einer Flüssigkeit und der gequollenen Phase eines Festkörpers

Es gibt mehrere Festkörper, die beim Eintauchen in eine Flüssigkeit diese an der Oberfläche aufnehmen, also eine gequollene Übergangszone zwischen Festkörper und Flüssigkeit ausbilden.

Im Labor kennen wir zwei wichtige Nutzenanwendungen dieser Tatsache:

- das Ionenaustauschverfahren und
- die Gelchromatographie.

Ionenaustauscher sind Kunststoffe, die an der Oberfläche kationische oder anionische Ladungen tragen und sie gegen Kationen oder Anionen austauschen können. Das Austauschgleichgewicht ist durch den Austauschverteilungskoeffizienten K gegeben:

K ist gleich der Konzentration des Ionenaustauschers dividiert durch die Konzentration der Lösung.

Das Ionenaustauschverfahren wird z.B. in der Medizin zur Erzielung von Depotwirkungen von Medikamenten verwendet. Die menschliche Knochensubstanz besitzt auch Ionenaustauschereigenschaften.

Die Gelchromatographie benützt man zur Trennung von Substanzen verschiedener Molekülgröße. Große Moleküle passen nicht in die Hohlräume eines Gelkörnchens, während die kleinen Moleküle oder Ionen in diese eindringen können. So läßt sich die Eiweißbindung eines Arzneimittels experimentell bestimmen.

ENERGETISCHE HAUPTSÄTZE

Hauptsätze

1. Hauptsatz:

$$\sum (C + U + A) = \text{const.}$$

C = chem. Energie

U = Wärmeenergie

A = mech. Energie

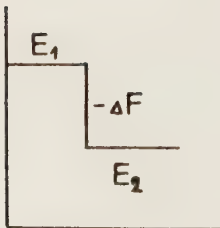
2. Hauptsatz:

$$\Delta U = \Delta F + T \cdot \Delta S$$

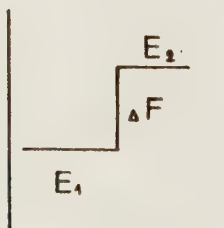
ΔF = freie Energie

ΔS = Entropie

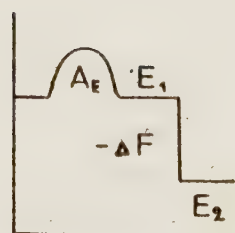
Energiediagramme



exergonisch



endergonisch



Aktivierungsenergie

4.3. Energieverhältnisse bei chem. Reaktionen

4.3.1. Energetische Hauptsätze

Bei der nun folgenden Diskussion der Energieverhältnisse werden die Begriffe freie Energie, Entropie und Aktivierungsenergie vorausgesetzt.

Wir wollen gleich mit der Definition der beiden Hauptsätze beginnen.

1. Hauptsatz: Die Energiesumme eines abgeschlossenen Systems ist konstant.
2. Hauptsatz: Die Gesamtenergie an Wärme eines Systems ΔU besteht aus einem frei zur Verfügung stehenden Anteil ΔF und einem zweiten, temperaturabhängigem Anteil ΔS .

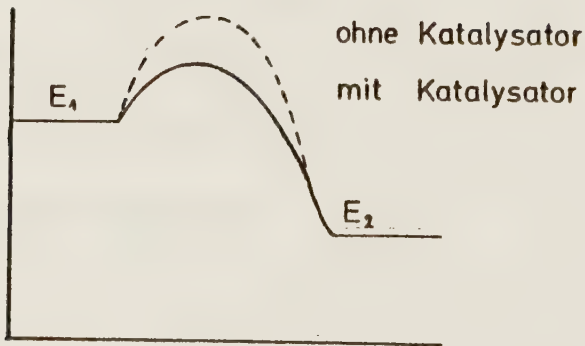
Bei einer Reaktion, die spontan abläuft, ist ΔF immer negativ, d.h. freie Energie steht zur Verfügung (exergonisch). Muß man diese dem System erst zuführen, läuft die Reaktion endergonisch ab. Dies läßt sich gut in einem Energiediagramm demonstrieren.

Die Aktivierungsenergie A_E verhindert den spontanen Ablauf einer Reaktion. Wie aus dem Diagramm zu ersehen ist, muß sie erst überwunden werden, um eine exergonische Reaktion ablaufen lassen zu können.

Die Grundlage aller chemischen Prozesse ist die Abnahme der Energie und die Zunahme der Entropie. Bei chemischen Vorgängen wird stets versucht, eine Stufe minimaler Gesamtenergie einzunehmen.

KATALYSE

Energiediagramm einer katalytischen Reaktion



4.3.2. Katalyse

Die schon erwähnte Aktivierungsenergie kann mit Hilfe von Katalysatoren abgebaut werden. Auf diese Weise wird die Reaktionsgeschwindigkeit beschleunigt. Wichtig ist noch, daß der Katalysator sich bei der Reaktion nicht verbraucht. Er bildet mit dem umzusetzenden Reaktionsgut eine Zwischenverbindung, die leichter weiterreagieren kann.

Das Energiediagramm sieht dann wie auf dem Diagramm gezeigt aus, die Aktivierungsenergie ist verringert worden.

In der Biochemie gibt es eine spezielle Chemie der Biokatalysatoren, die Enzymchemie. Das beweist schon die Wichtigkeit solcher Stoffe für den Mediziner.

Richtige Antworten

1 c

2 a

3 c

4 b

5 d

6 b

7 e

8 c

9 b

10 d

11 b

12 b

13 e

14 d

15 a

Fragensammlung zu Kapitel 4:

Chemisches Gleichgewicht

1. Welche Formel für das Massenwirkungsgesetz ist richtig ?

a) $K = \frac{c_A \cdot c_C}{c_B \cdot c_D}$

b) $K = \frac{c_A \cdot c_B}{c_C \cdot c_D}$

c) $K = \frac{c_C \cdot c_D}{c_A \cdot c_B}$

d) $K = \frac{c_A \cdot c_D}{c_B \cdot c_C}$

e) $K = \frac{c_B \cdot c_C}{c_A \cdot c_D}$

Die angenommene Reaktionsgleichung lautet $A + B \rightleftharpoons C + D$

2. Wie heißt das Gesetz von Le Chatelier vollständig ?

Bei Ausüben eines Zwanges verändert sich das chemische Gleichgewicht so, daß sich der Zwang

- a) verkleinert
- b) gleich groß bleibt
- c) vergrößert

3. Wie groß ist die Dissoziationskonstante der Essigsäure ?

a) $K = 2,5 \cdot 10^{-5}$

b) $K = 2,0 \cdot 10^{-6}$

c) $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

d) $K = 1,5 \cdot 10^{-4}$

e) $K = 2,3 \cdot 10^{-4}$

4. Was versteht man unter dem pH-Wert ?

- a) $\lg [\text{OH}^-]$
- b) $-\lg [\text{H}^+]$
- c) $-\frac{1}{3}\log [\text{OH}^-]$
- d) $\lg [\text{H}^+]$
- e) $-\frac{1}{3}\log [\text{H}^+]$

5. Wie hoch ist der pH-Wert des menschlichen Blutplasma ?

- a) 4,76
- b) 7,51
- c) 9,82
- d) 7,39
- e) 8,43

6. Aus welchen Stoffen besteht ein Puffer ?

- a) schwache Base und Salz einer anderen Säure
- b) schwache Säure und Salz dieser Säure
- c) starke Säure und Salz dieser Säure
- d) starke Base und Salz dieser Base
- e) schwache Säure und starke Base

7. Wie lautet die Henderson-Hasselbalch'sche Gleichung ?

- a) $\text{pK} = \text{pH} + \lg \frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}$
- b) $\text{pK} = \text{pH} + \lg \frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}$
- c) $\text{pH} = \text{pK} + \frac{[\text{Säure}]}{[\text{Salz}]}$
- d) $\text{pH} = \text{pK} + \frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}$
- e) $\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{[\text{Salz}]}{[\text{Säure}]}$

8. Was ist der Isoelektrische Punkt ?

- a) Konzentration des Stoffes ist genauso groß wie die Konzentration der umgebenden Substanz
- b) pH-Wert bei dem der Stoff keine Ladungen trägt
- c) pH-Wert bei dem sich die positiven und negativen Ladungen ausgleichen
- d) Punkt im elektrischen Gleichspannungsfeld an dem sich der Stoff neutral verhält
- e) Bestimmter pK-Wert einer Substanz

9. Durch welche Parameter ist das Löslichkeitsverhalten beeinflussbar ?

- a) Lösungsmittel
- b) Dielektrizitätskonstante
- c) Konzentration
- d) Dichte
- e) Molekulargewicht

10. Der Nernst'sche Verteilungssatz gilt für

- a) homogene Gleichgewichte
- b) fest/flüssige Gleichgewichte
- c) gasförmig/flüssiges Gleichgewichte
- d) flüssig/flüssige Gleichgewichte
- e) Gleichgewichte unter Einbeziehung von Membranen

11. Wozu verwendet man Ionenaustauscher in der Medizin ?

- a) zum Entzug von Kalziumionen
- b) zur Erzielung von Depotwirkungen
- c) zur Trennung von Substanzen verschiedener Molekülgröße
- d) zum Entzug von Kaliumionen
- e) zur Trennung von Substanzen verschiedener Molekulargewichte

12. Welche Formel für das 1. Fick'sche Diffusionsgesetz ist richtig ?

a) $\frac{dc}{dt} = D \cdot F \cdot \frac{dm}{dt}$

b) $\frac{dm}{dt} = -D \cdot F \cdot \frac{dc}{dt}$

c) $\frac{dm}{dt} = D \cdot F \cdot e \cdot \frac{dc}{dt}$

d) $\frac{dc}{dt} = D \cdot F \cdot e \cdot \frac{dm}{dt}$

e) $\frac{dm}{dt} = D \cdot F \cdot \frac{dc}{dt}$

13. Kennzeichen einer exergonischen Reaktion ?

- a) keine freie Energie vorhanden
- b) das Energieniveau wird erhöht
- c) die Entropie ist klein
- d) die Entropie ist groß
- e) freie Energie wird frei

14. Was ist Aktivierungsenergie ?

- a) sie aktiviert einen Stoff zur Reaktion
- b) sie beschleunigt den Reaktionsablauf
- c) sie ist ein Ausdruck für die Größe der Entropie
- d) sie verhindert den spontanen Ablauf einer Reaktion
- e) sie wird durch Enzyme erhöht

15. Wie lautet die wichtigste Eigenschaft eines Katalysators ?

- a) er erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit durch Erniedrigung der Aktivierungsenergie
- b) er erniedrigt die Reaktionsgeschwindigkeit durch Erniedrigung der Aktivierungsenergie
- c) er erniedrigt die Reaktionsgeschwindigkeit durch Erhöhung der Aktivierungsenergie
- d) er erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit durch Erhöhung der Aktivierungsenergie
- e) er hat keinen Einfluß auf die Reaktionsgeschwindigkeit.

ANORGANISCHE CHEMIE

Darstellung der wichtigsten Elemente

mit:

- chemischer Bedeutung
- Einordnung ins Periodensystem
- Schmelz- und Siedepunkt
- wichtigste Verbindungen
- Vorkommen im menschl. Körper
- medizinische Bedeutung
- evtl. histochemische Bedeutung

5. Anorganische Chemie der wichtigsten im menschlichen Körper vorkommenden Elemente

Im nächsten Kapitel sollen die wichtigsten Elemente mit ihrer Bedeutung für Medizin und Biochemie besprochen werden.

Im einzelnen werden für jedes Element folgende Punkte angeführt werden:

- chemische Bedeutung
- Einordnung ins periodische System
- Schmelz- und Siedepunkt
- wichtigste Verbindungen
- Vorkommen im menschlichen Körper
- medizinische Bedeutung
- eventuell histochemische Bedeutung

SAUERSTOFF

Chemie: farb-, geruch- und geschmacklos

P-System: VI. Gruppe

O-Zahl: 8

Schmpkt: $-218,96\text{ }^{\circ}\text{C}$

Sdepkt: $-182,96\text{ }^{\circ}\text{C}$

wichtige Verbindungen:

Schwefeldioxid	SO_2	Phosphorpentoxid	P_4O_{10}
Schwefeltrioxid	SO_3	Kohlenmonoxid	CO
Stickoxid	NO	Kohlendioxid	CO_2
Stickstoffdioxid	NO_2	Siliciumdioxid	SiO_2
Distickstoffoxid	N_2O	Wasser	H_2O

medizinische Bedeutungen:

Atmung



als Bestandteil von Wasser

5.1. Sauerstoff

Sauerstoff ist ein farbloses, geruch- und geschmackloses Gas.

Es ist ein Element der VI. Gruppe mit der Ordnungszahl 8. Sein Schmelzpunkt liegt bei $-218,96^{\circ}\text{C}$, sein Siedepunkt bei $-182,96^{\circ}\text{C}$.

Sauerstoff bildet mit fast allen Elementen Verbindungen - die Oxide. Wichtige Sauerstoffverbindungen sind:

Schwefeldioxid	SO_2
Schwefeltrioxid	SO_3
Stickoxid	NO
Stickstoffdioxid	NO_2
Distickstoffoxid	N_2O
Phosphorpentoxid	P_4O_{10}
Kohlenmonoxid	CO
Kohlendioxid	CO_2
Siliciumdioxid	SiO_2

Die Bedeutung des Sauerstoffs bei der Atmung ist bekannt. Kohlenhydrate werden mit seiner Hilfe zu Kohlendioxid und Wasser oxidiert:

Kohlenhydrat und Sauerstoff ergeben
Kohlendioxid und Wasser und Energie

Eine andere Bedeutung hat Sauerstoff als Bestandteil des Wassers, dem einzigen Lösungsmittel des menschlichen Körpers.

WASSERSTOFF

Chemie: farb-, geruch- und geschmacklos

O-Zahl: 1

Schmpkt.: - 259,1 °C

Sdepkt.: - 252,5 °C

wichtige Verbindungen:

Chlorwasserstoff	HCl
Schwefelwasserstoff	H ₂ S
Ammoniak	NH ₃
Methan	CH ₄

medizinische Bedeutungen:

- Wasserstoffbrückenbindung
- Bestandteil des Wassers
- Wasserstoffion als Grundlage des pH-Begriffes

5.2. Wasserstoff

Auch Wasserstoff ist ein farbloses, geschmack- und geruchloses Gas.

Es hat die Ordnungszahl 1.

Schmelzpunkt: $-259,1^{\circ}\text{C}$.

Siedepunkt: $-252,5^{\circ}\text{C}$.

Auf die vielseitigen Verwendungen des Wasserstoffes kann hier nur kurz eingegangen werden. Z.B. wird er in der Technik zum Schweißen und Schneiden verwendet.

Sein charakteristisches Merkmal ist u.a. seine Fähigkeit zur Wasserstoffbrückenbindung.

Dadurch ist er auch für die Medizin wichtig. Das Prinzip der Atmungskette beruht letzten Endes auf der Verbrennung von Wasserstoff.

Dem Wasserstoffion als Grundlage des pH-Wertes kommt eine entscheidende Bedeutung zu.

Zu seinen wichtigen Verbindungen zählen neben Wasser seine Hydride:

Chlorwasserstoff HCl

Schwefelwasserstoff H_2S

Ammoniak NH_3

Methan CH_4

Medizinisch von Bedeutung ist auch seine Fähigkeit zur Energiebildung im Organismus.

STICKSTOFF

Chemie: farb-,geruch- und geschmacklos

P-System: V. Hauptgruppe

O-Zahl: 7

Schmpkt.: - 210,0 °C

Sdepkt.: - 195,8 °C

wichtige Verbindungen:

Stickstoffwasserstoffsäure	HN_3
Chlorstickstoff	NCl_3
Chlorazid	N_3Cl
Salpetersäure	HNO_3
Salpetrige Säure	HNO_2
Hydroxylamin	NH_2OH

medizinische Bedeutungen:

- Bestandteil organischer Verbindungen
- unter hohem Druck gut im Blut löslich (Caisson-Krankheit)

5.3. Stickstoff

Stickstoff ist ebenfalls ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas.

Es ist ein Element der V.Hauptgruppe und trägt die Ordnungszahl 7.

Schmelzpunkt: $-210,0^{\circ}\text{C}$

Siedepunkt: $-195,8^{\circ}\text{C}$

Stickstoff liegt in molekularer Form als N_2 in Dreifachbindung vor und ist sehr reaktionsträge. Erst bei hohen Temperaturen geht er Verbindungen - Nitride - ein, z.B. Mg_3N_2 .

Andere wichtige Verbindungen sind:

Stickstoffwasserstoffsäure	HN_3
Chlorstickstoff	NCl_3
Chlorazid	N_3Cl
Salpetersäure	HNO_3
Salpetrige Säure	HNO_2
Hydroxylamin	NH_2OH

Seine medizinische Bedeutung hat Stickstoff als Bestandteil vieler organischer Verbindungen.

Stickstoff ist unter hohen Drucken gut im Blut löslich und kann zu Kreislaufversagen führen (Caissou-Krankheit bei Tauchern).

PHOSPHOR

Chemie: drei Modifikationen

— weiss

Schmelzpunkt: $44,1^{\circ}\text{C}$

Siedepunkt: $282,0^{\circ}\text{C}$

— violett

— schwarz

P-System: V. Hauptgruppe

O-Zahl: 15

wichtige Verbindungen:

Orthophosphorsäure	H_3PO_4
Carbonatapatit	$3 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{HCO}_3)\text{OH}$
Hydroxylapatit	$3 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$
Phosphorpentachlorid	PCl_5

medizinische Bedeutungen:

- Bestandteil von Knochen und Zähnen
- Bestandteil energiereicher Substanzen
- Jonenantagonismus zu Calcium

5.4. Phosphor

Phosphor ist ein Element der V.Hauptgruppe mit der Ordnungszahl 15.

Es tritt in drei Modifikationen auf:

- als weißer Phosphor
er ist wachsw weich und farblos
Schmelzpunkt: $44,1^{\circ}\text{C}$
Siedepunkt: $282,0^{\circ}\text{C}$
- als violetter oder roter Phosphor
in kristalliner Form
- und als schwarzer Phosphor

Phosphor ist sehr reaktionsfähig. Wichtige Verbindungen sind:

Orthophosphorsäure	H_3PO_4
Carbonatapatit	$3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{HCO}_3) \cdot \text{OH}$
Hydroxylapatit	$3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$
Phosphorpentachlorid	PCl_5

Phosphor ist in Form von Carbonatapatit, Fluorapatit und Hydroxylapatit ein Bestandteil von Knochen und Zähnen. Der menschliche Körper enthält rund 1 kg Phosphat. Phosphor steht mit Calcium in einem Ionen-antagonismus.

Phosphor ist Bestandteil energiereicher organischer Verbindungen wie z.B. ATP.

CALCIUM

P-System: II. Hauptgruppe

O-Zahl: 20

Schmpkt.: 850 °C

Sdepkt.: 1 439 °C

wichtige Verbindungen:

Kalk	CaCO_3
Gips	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

medizinische Bedeutungen:

- wichtiger Elektrolyt
- Knochenaufbau
- osmotische Funktionen
- Membranpotentiale
- Enzym-Aktivator

5.5. Calcium

Calcium ist ein Element der 2. Hauptgruppe (Erdalkali).

Es hat die Ordnungszahl 20.

Schmelzpunkt: 850,0 °C

Siedepunkt: 1439,0 °C

Wichtige Verbindungen:

Kalk CaCO_3

Gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Calcium ist einer der wichtigsten Elektrolyten im Organismus. Neben Phosphat ist es am Knochenaufbau beteiligt. Es hat osmotische Funktionen und sorgt zusammen mit K-, Na-, Cl-, Mg- und P-Ionen für die Aufrechterhaltung der Elektroneutralität.

Es wirkt mit an der Potentialbildung an Membranen und spielt deshalb in der Nerven- und Muskelphysiologie eine wichtige Rolle.

Eine weitere Eigenschaft besitzt es als Enzym-Aktivator.

SCHWEFEL

P-System: VI. Hauptgruppe

O-Zahl: 16

Schmpkt.: 119,0 °C

Sdepkt.: 444,6 °C

wichtige Verbindungen:

Schweflige Säure	H_2SO_3
Schwefelsäure	H_2SO_4
Natriumthiosulfat	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
Kaliumperoxodisulfat	$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$

medizinische Bedeutungen:

- Aminosäureschwefel
- saure Mucopolysaccharide
- im Blut enthalten

5.6. Schwefel

Schwefel ist ein Element der VI.Hauptgruppe mit der Ordnungszahl 16.

Schmelzpunkt: 119,0 °C

Siedepunkt: 444,6 °C

Schwefel tritt in mehreren gasförmigen, flüssigen und festen Modifikationen auf.

Er verbindet sich bei höheren Temperaturen mit vielen anderen Nichtmetallen und Metallen, z.B.: FeS , Al_2S_3 .

Andere Schwefelverbindungen sind:

Schweflige Säure	H_2SO_3
------------------	-------------------------

Schwefelsäure	H_2SO_4
---------------	-------------------------

Natriumthiosulfat	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
-------------------	-----------------------------------

Kaliumperoxodisulfat	$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$
----------------------	----------------------------------

Im Körper ist Schwefel vor allem als Aminosäure-Schwefel und in sauren Mukopolysacchariden enthalten.

CHLOR

Chemie: gelbgrünes, sehr giftiges Gas

P-System: VII. Hauptgruppe

O-Zahl: 17

Schmpkt.: - 102,4 °C

Sdepkt.: - 34,0 °C

wichtige Verbindungen:

Salzsäure	HCl
Kochsalz	NaCl

medizinische Bedeutungen:

- HCl – Produktion im Magen
- Chloridionen

5.7. Chlor

Chlor ist ein Element der VII.Hauptgruppe mit der Ordnungszahl 17.

Schmelzpunkt: - 102,4 °C

Siedepunkt: - 34,0 °C

Es ist ein gelbgrünes, sehr giftiges Gas.

Bei höheren Temperaturen reagiert es mit allen Elementen außer den Edelgasen.

Wichtige Verbindungen sind:

HCl Salzsäure

NaCl Kochsalz

Salzsäure wird im Magen gebildet.

Dazu kommt noch die Funktion der Chloridionen.

NATRIUM

Chemie: silberweisses, weiches Metall

P-System: I. Hauptgruppe

O-Zahl: 11

Schmpkt.: $97,7^{\circ}\text{C}$

Sdepkt.: $883,0^{\circ}\text{C}$

wichtige Verbindungen:

Ätznatron	NaOH
Natriumcarbonat	Na_2CO_3
Natriumsulfat	Na_2SO_4

medizinische Bedeutungen:

- wichtigstes Kation im Extrazellulärraum
- Ruhepotentialbildner

5.8. Natrium

Natrium gehört zu den Elementen der I.Hauptgruppe, den Alkalimetallen. Es hat die Ordnungszahl 11.

Schmelzpunkt: 97,7 °C

Siedepunkt: 883,0 °C

Es ist ein silberweißes, weiches Metall, darstellbar durch Schmelzelektrolyse seiner Chloride.

Wichtige Verbindungen sind:

Ätznatron	NaOH
Natriumcarbonat	Na ₂ CO ₃
Natriumsulfat	Na ₂ SO ₄

Das Natriumion ist das wichtigste Kation im Extrazellulärraum. Es bildet mit dem Kaliumion das Ruhepotential in Muskel- und Nervengewebe und ist deshalb ein wichtiges Glied in der Erregungsleitung.

KALIUM

P-System: Alkalimetall

O-Zahl: 19

Schmpkt.: 63,5 °C

Sdepkt.: 776,0 °C

wichtige Verbindungen:

Düngemittel

medizinische Bedeutung:

wichtiges Kation im Intra-
zellulärraum

5.9. Kalium

Kalium gehört ebenfalls zu den Alkalimetallen.

Ordnungszahl: 19

Schmelzpunkt: 63,5 °C

Siedepunkt: 776,0 °C

Kalium hat ähnliche Eigenschaften wie Natrium.

Es reagiert heftig mit Wasser unter Bildung von Hydroxid.

Wichtige Verbindungen sind die Düngemittel.

Die medizinische Bedeutung des Kaliumiones wurde schon im Zusammenhang mit dem Natriumion erwähnt. Es ist das intrazelluläre Kation mit der höchsten Konzentration.

MAGNESIUM

P-System: II. Hauptgruppe

O-Zahl: 12

Schmpkt.: 650 °C

Sdepkt.: 1102 °C

einige Verbindungen:

Magnesia usta	MgO
Magnesia alba	$\text{Mg(OH)}_2 \cdot 4 \text{MgCO}_3 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$
Magnesiumperchlorat	$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
Bittersalz	$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

medizinische Bedeutungen:

- Antagonismus mit Ca-Ionen
- Enzymaktivator
- an ATP-abhängigen Reaktionen beteiligt

5.10. Magnesium

Magnesium ist ein Element der II. Hauptgruppe mit der Ordnungszahl 12.

Schmelzpunkt: 650,0 °C

Siedepunkt: 1102,0 °C

Magnesium läßt sich darstellen durch Schmelzelektrolyse aus einem Halogenid. Es findet in der Chemie Verwendung für Legierungen und in Form von Grignard-Reagenzien für organische Synthesen.

Wichtige Verbindungen:

Magnesia usta

MgO

Magnesia alba

Magnesiumperchlorat

$\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$

Bittersalz

$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Magnesiumionen sind in den Zellen enthalten und stehen in Wechselwirkung mit den Calciumionen. Sie haben außerdem die Funktion eines Enzymaktivators. Da sie zu Komplexbildungen neigen, sind sie an allen ATP-abhängigen Reaktionen beteiligt.

EISEN

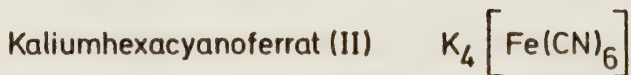
P-System: 8. Nebengruppe

O-Zahl: 26

Schmpkt.: 1535 °C

Sdepkt.: 2730 °C

wichtige Verbindung:



medizinische Bedeutungen:

- Elektronenübertragung
- Häm-Zentralion

5.11. Eisen

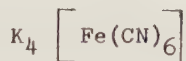
Element der 8.Nebengruppe mit der Ordnungszahl 26.
Schmelzpunkt: 2730 °C.

Die Eisengewinnung erfolgt in Hochöfen, indem
oxidische Erze mit Koks reduziert werden.

Die Bedeutung in der Technik dürfte allgemein
bekannt sein.

Einige Verbindungen:

Kaliumhexacyanoferrat (II)



Rost Fe_2O_3

Eisen ist im menschlichen Organismus unentbehrlich
für seine Mitwirkung bei Elektronenübertragungs-
prozessen. Ferner stellt es das Zentralion des
Hämoglobins dar, an das reversibel Sauerstoff ange-
lagert wird.

KUPFER

Chemie: weiches, dehnbares Metall

P-System: I. Nebengruppe

O-Zahl: 29

Schmpkt.: 1083 °C

wichtige Verbindungen:

in Fehling'scher Lösung enthalten

medizinische Bedeutung:

Enzymbestandteil

5.12. Kupfer

Kupfer ist ein Element der 1.Nebengruppe mit der Ordnungszahl 29.

Schmelzpunkt: 1083 °C.

Kupfer wird dargestellt durch ein Röstreaktionsverfahren, die Raffination erfolgt elektrolytisch.

Kupfer ist ein weiches, zähes und dehnbares Metall. In der Technik wird es für elektrische Leitungen, Heizkessel, Dachbedeckungen und Legierungen verwendet.

Im Labor benutzt man es zum Nachweis von Zuckern als Bestandteil der Fehling'schen Lösungen:



Im Organismus ist die Funktion des Kupfers noch nicht vollständig geklärt, fest jedoch steht, daß er wichtige Funktionen im Stoffwechsel inne hat.

Er ist Bestandteil verschiedener Enzyme oder für deren Aktivierung notwendig (Atmungskette, Erythropoese).

SPURENELEMENTE

ELEMENT	GRUPPE	O-ZAHL	W. MEDIZINISCHE BEDEUTUNG
Kobalt	8. Nebengr.	27	Bestandteil des Cobalamin
Molybdän	6. Nebengr.	42	Flavoproteinbestandteil
Zink	2. Nebengr.	30	essentielles Spurenelement
Mangan	7. Nebengr.	25	in Mitochondrien angereichert
Chrom	6. Nebengr.	24	Cofaktor Insulinwirkung
Jod	VII.Hauptgr.	53	Schilddrüsenhormon

5.13. Spurenelemente

Von den im menschlichen Körper vorkommenden Spurenelementen kann hier nur eine kurze Beschreibung erfolgen. Genauer werden sie noch im Laufe ihres Studium erfahren.

Kobalt	Element der 8.Nebengruppe, Ordnungszahl 27.
Co	Ist am Aufbau des Cobalamins (Vitamin B ₁₂) beteiligt.
Molybdän	Element der 6.Nebengruppe, Ordnungszahl 42.
Mo	Ist ein essentieller Bestandteil einiger Flavoproteine.
Zink	Element der 2.Nebengruppe, Ordnungszahl 30.
Zn	Zink ist ein essentielles Spurenelement und für Wachstum und regelrechte Funktionen des Stoffwechsels notwendig. Es ist z.B. im Insulin enthalten.
Mangan	Element der 7.Nebengruppe, Ordnungszahl 25.
Mn	Mangan ist in den Mitochondrien der Zellen angereichert. Bei Mangel kommt es zu Störung des Knochenstoffwechsels, des ZNS und der Fortpflanzung.
Chrom	Element der 6.Nebengruppe, Ordnungszahl 24.
Cr	Chrom wirkt als Cofaktor der Insulinwirkung, d.h. es erhöht die Insulinwirkung (Insulin macht die Zellmembranen durchlässig für die Zucker).
Jod	Element der VII.Hauptgruppe, Ordnungszahl 53.
J	Jod liegt einmal als proteingebundenes Jod (PBI) in Form des Schilddrüsenhormons Thyroglobulin vor, zum anderen als Jodid-Ion.

Richtige Antworten

1 b

2 e

3 d

4 c

5 c

6 c

7 c

8 b

9 e

10 b

Fragensammlung zu Kapitel 5:

Anorganische Chemie

1. Wichtigste Funktion des Sauerstoffs im Organismus ?
 - a) Gärung
 - b) Atmung
 - c) Enzymbestandteil
 - d) Glukoneogenese
 - e) Speicherung
2. Wichtigste Verbindung des Wasserstoffs im Körper ?
 - a) Chlorwasserstoff
 - b) Schwefelwasserstoff
 - c) Ammoniak
 - d) Methan
 - e) Wasser
3. In welcher Hauptgruppe des Periodensystems steht der Stickstoff ?
 - a) II
 - b) IV
 - c) VII
 - d) V
 - e) I
4. In welchem Teil des Körpers findet man am meisten Phosphor ?
 - a) Blut
 - b) Muskel
 - c) Knochen
 - d) Nerven
 - e) Bindegewebe
5. Welche Ordnungszahl hat Calcium ?
 - a) 10
 - b) 15
 - c) 20
 - d) 17
 - e) 11

6. Welche Behauptung ist falsch ?
- a) Ca ist am Knochenaufbau beteiligt
 - b) Ca-Ion ist ein wichtiger Elektrolyt
 - c) Ca ist kein Enzym-Aktivator
 - d) Ca-Ionen wirken bei der Potentialbildung an Membranen mit
 - e) Ca-Ionen spielen bei der Osmose eine Rolle
7. Welche Behauptung stimmt ?
- a) Natrium ist ein Element der III.Hauptgruppe
 - b) Natrium hat die Ordnungszahl 14
 - c) Das Natriumion ist das wichtigste Kation im Extrazellulärraum
 - d) Natriumionen und Calciumionen sind Antagonisten
 - e) Natrium ist ein Spurenelement
8. Magnesiumionen sind Ionenantagonisten zu den Calciumionen, da sie Enzymaktivatoren sind.
- a) beide Aussagen und Verknüpfung stimmen
 - b) beide Aussagen stimmen
 - c) erste Aussage stimmt
 - d) zweite Aussage stimmt
 - e) beide Aussagen sind falsch
9. Welche Behauptung über das Eisenion ist falsch ?
- a) es wirkt bei der Elektronenübertragung mit
 - b) es bindet reversibel Sauerstoff
 - c) es ist das Zentralion im Hämolekül
 - d) es kann verschiedene Wertigkeiten haben
 - e) es zählt zu den Spurenelementen im Organismus
10. Welches sind die wichtigsten Spurenelemente im menschlichen Körper ?
- a) Cr, J, Fe, Ca, Co, Zn
 - b) Co, Cr, J, Mo, Mn, Zn
 - c) Fe, Cr, J, Co, Mo, Zn
 - d) Co, Cr, Cu, J, Mo, Zn
 - e) Co, J, Mo, Mn, Mg, Zn

HERSTELLUNG VON RADIOISOTOPEN

Definition:

Radioaktive Stoffe sind Substanzen, die eine der drei radioaktiven Strahlungsarten aussenden.

natürliche Radioisotope:

Uran

Thorium

Radium

Herstellung künstlicher Isotope

1. Neutronenbestrahlung im Kernreaktor
2. Beschiessen mit Materialteilchen, die in Beschleunigern mit der notwendigen Energie versehen wurden.

6. Radiochemie

6.1. Herstellung von Radioisotopen

Radiochemische Verfahren sind wertvolle Hilfsmittel der biochemischen und medizinischen Forschung, deshalb müssen sie hier auch kurz erwähnt werden.

Radioaktive Stoffe sind Substanzen, die eine der drei radioaktiven Strahlungsarten aussenden.

Man kennt nur drei natürliche radioaktive Stoffe:

Uran

Thorium

Radium

Alle anderen radioaktiven Isotope muß man künstlich herstellen. Dazu gibt es zwei Möglichkeiten:

1. Neutronenbestrahlung im Kernreaktor
2. Beschießen mit Materialteilchen, die in Beschleunigern mit der notwendigen Energie versehen wurden.

EIGENSCHAFTEN RADIOAKTIVER ISOTOPE

Reichweite, Durchdringungsvermögen (Luft)

(0,5 MeV)	α - Strahlung:	Reichweite	0,2 cm
	β - Strahlung:	"	90 cm
	γ - Strahlung:	"	hundert Meter

Halbwertszeit

Die Halbwertszeit ist die Zeit, nach der die Hälfte der radioaktiven Atome des Nuklids zerfallen sind.

Energie

1 MeV ist die kinetische Energie, die ein Elektron erhält, wenn es eine Potentialdifferenz von 1 Mio Volt durchläuft.

Übersicht

Isotop	HWZ	Strahlung	Energie (MeV)
^3H	12 a	β	0,02
^{131}I	8 d	γ	0,40 (γ)
^{132}I	2 h	β, γ	0,49 (β)
^{133}I	21 h	β, γ	0,41 (β)

6.2. Eigenschaften radioaktiver Isotope

Nach Reichweite und Durchdringungvermögen teilt man sämtliche Strahlungen in drei Strahlungsarten auf. Hier ihre Daten:

α - Strahlung

Heliumkerne, sehr schwer, geringe Reichweite (0,2 cm), keine medizinische Bedeutung

β - Strahlung

Elektronenstrahlung, Reichweite 90 cm

γ - Strahlung

elektromagnetische Wellen, Reichweite einige hundert Meter, Durchdringungsvermögen hundert mal größer als das der β - Strahlung

Eine andere wichtige Größe zur Beschreibung einer Strahlung ist ihre Halbwertszeit:

Die Halbwertszeit ist die Zeit, nach der die Hälfte der aktiven Atome des Nuklids zerfallen ist.

Und die letzte wichtige Größe ist die Energie einer Strahlung. Sie wird gemessen in MeV:

1 MeV ist die kinetische Energie, die ein Elektron erhält, wenn es eine Potentialdifferenz von 1 Million Volt durchläuft.

In der Tabelle auf dem Dia sehen sie eine Zusammenstellung der am häufigsten benutzten radioaktiven Isotope.

MESSUNG RADIOAKTIVER STRAHLUNGEN

1. Ionisationsdetektoren

Geiger - Müller - Zählrohr

Ionisationskammer

2. Szintillationszähler

6.3. Messung radioaktiver Strahlung

Zur Messung radioaktiver Strahlung benutzt man hauptsächlich Ionisationsdetektoren und Szintillationszähler.

Ionisationsdetektoren beruhen darauf, daß die energiereiche Strahlung beim Zusammenprall mit Molekülen im Gaszustand aus diesen Ionen bilden. Das geschieht z.B. in Geiger-Müller-Zählrohren und Ionisationskammern.

Beim Szintillationszähler verursacht der Einfall der radioaktiven Strahlung beim Auftreffen auf bestimmte Stoffe Lichtblitze.

ISOTOPE IN DER MEDIZIN

Übersicht

- Beobachtung des Ca-Jons bei der Aufnahme aus der Nahrung im Darm
- Untersuchung kinetischer Austauschgleichgewichte
- Bestimmung des Zeitpunktes der Nukleinsäuresynthese
- Leistung des Na- und K-Jons bei der Nervenregung
- Einfluss des Ca-Jons auf die Muskelkontraktion
- Bestimmung der Lebensdauer von Erythrozyten
- Bestimmung der Nierenleistung
- allgemein:
 - Röntgenologische Erkennungsmethoden
- Isotopenverdünnungsmethode
- Substöchiometrische Verdünnung
- Aktivierungsanalyse
- Therapie mit Radioisotopen

6.4. Anwendung von Isotopen in der Medizin

In der Medizin und Biochemie und auch in der Physiologie beruht die Verwendung der Radioisotope auf der Tatsache, daß sich die Isotope eines Elementes im chemischen Verhalten nicht vom Element selbst unterscheiden. Deshalb kann man Isotope zur Markierung benutzen, da sie viel leichter zu erfassen sind.

Es gibt eine Vielfalt von Verwendungen, von denen hier nur einige katalogartig aufgeführt werden können:

- Beobachtung der Aufnahme des Calcium-Ions aus der Nahrung in den Darm
- Untersuchung kinetischer Austauschgewichte
- Bestimmung des Zeitpunktes der Nucleinsäuresynthese
- Leistung des Natrium- und Kaliumions bei der Nervenregung
- Einfluß des Ca-Ions bei der Muskelkontraktion
- Bestimmung der Lebensdauer von Erythrocyten
- Bestimmung der Nierenleistung
- allgemein: röntgenologische Erkennungsmethoden
- Isotopenverdünnungsmethode
- Substöchiometrische Verdünnung
- Aktivierungsanalyse
- Therapie mit Radioisotopen

Literaturverzeichnis

1. Beyermann, Klaus Chemie für Mediziner, Thieme-Verlag
2.Auflage 1973
2. Buddecke,Eckhart Grundriß der Biochemie,De Gruyter
3.Auflage 1973
3. Christen, H.P. Chemie, Otto Salle Verlag
8. Auflage 1971
4. Christen, H.P. Grundlagen der allgemeinen und
anorganischen Chemie, Salle Verlag
4. Auflage 1973
5. Karlson, Peter Kurzes Lehrbuch der Biochemie,
Thieme-Verlag
8.Auflage 1972
6. Kaufmann,H./ Grundlagen der anorganischen Chemie,
Jecklin,J. Birkhäuser Verlag
6.Auflage 1972
7. Rapoport, S.M. Medizinische Biochemie,Verlag Volk
und Gesundheit
5. Auflage, 3. Nachdruck 1974
8. Eigene Aufzeichnungen nach den Vorlesungen von
Prof. Beyermann und Prof. Rohde

Zeichnungen

Schematische Darstellung der Vorgänge bei der
Bindung einer Ionenverbindung aus den Elementen

aus Christen, H.P. Chemie
Otto Salle Verlag
Seite 95

L e b e n s l a u f

Ich, Bernd Wilhelm, wurde am 24.9.1947 in Haag/Obb. als Sohn der Eheleute Werner und Erika Wilhelm geboren.

Meine 13jährige Schulzeit bis zum Abitur am 3.11.66 an der Oranienschule Wiesbaden, verbrachte ich auf verschiedenen Schulen in Rosenheim, Stuttgart, Berlin und Wiesbaden.

Nach dem Abitur verpflichtete ich mich für zwei Jahre bei der Bundeswehr und beschloß meine Dienstzeit am 3.1.69 als Fähnrich der Reserve.

Meine Bewerbung für das Medizinstudium wurde für das Sommersemester 1969 in Mainz abgelehnt, erst im nachfolgenden Semester bekam ich einen Studienplatz. Nach dem Sommersemester 70 legte ich mein Vorphysikum ab, nach dem Sommersemester 72 mein Physikum und in diesem Jahr mein Staatsexamen an der Johannes Gutenberg Universität in Mainz. Nach meiner Medizinalassistentenzeit möchte ich Facharzt für Orthopädie und später niedergelassener Arzt werden.

Ich bin seit vergangenem Jahr mit Frl. Cornelia Rothhaupt aus Taunusstein verlobt und beabsichtige, im Laufe des nächsten Jahres zu heiraten.

Meine Hobbies sind neben der Medizin: Tennis, Photographieren und Schach.

Wiesbaden 1975

